

федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования
Первый Московский государственный медицинский университет им. И.М. Сеченова
Министерства здравоохранения Российской Федерации
(Сеченовский Университет)

Институт фармации им. А.П. Нелюбина
Кафедра аналитической, физической и коллоидной химии

Методические материалы по дисциплине:
Физическая химия
основная профессиональная образовательная программа высшего образования
программа бакалавриата
19.00.00 Промышленная экология и биотехнологии
19.03.01 Биотехнология
Медицинская биотехнология

Фонд оценочных средств (ФОС) по дисциплине «Физическая химия»

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ДЛЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ
Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

**Тема: «Основные понятия химической термодинамики.
 Характеристические функции. Химический потенциал. Термодинамика
 химического равновесия»**

№	Задания	Ответ
1	Первому началу термодинамики соответствует уравнение: 1. $\Delta H = \Delta U + W$ 2. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ 3. $\ln K = \Delta H / (RT)$ 4. $\ln K = - \Delta G^0 / (RT)$ 5. $\Delta G = RT \ln(\Pi_c) / K_c$	1
2	Термодинамическая система – это 1) Микроскопический объект, выделенный из внешней среды 2) Макроскопический материальный объект, который обменивается с внешней средой теплотой 3) Материальный объект, который обменивается с внешней средой веществом 4) Любой макроскопический материальный объект, выделенный из внешней среды с помощью реально существующей или воображаемой граничной поверхности	4
3	В изолированной системе могут самопроизвольно протекать только процессы: 1) Сопровождающиеся увеличением внутренней энергии системы 2) При которых энтропия системы не изменяется 3) Сопровождающиеся увеличением энтропии системы 4) Процессы, сопровождающиеся уменьшением энергии Гиббса системы	3
4	К какому типу термодинамических систем относится живой организм: 1) Открытая 2) Закрытая 3) Изолированная 4) Гомогенная	1
5	На что расходуется теплота, подведенная к термодинамической системе: 1) На изменение внутренней энергии системы 2) На совершение работы против действия внешних сил 3) На совершение работы и изменение внутренней энергии системы 4) На поддержание постоянства внутреннего состояния системы	3
6	Третьему закону термодинамики подчиняются: 1) Газы 2) Жидкости 3) Растворы 4) Твердые тела	4
7	Энтропия это: 1) Мера неупорядоченности (беспорядка) системы 2) Вероятность состояния системы 3) Теплосодержание системы 4) Функция процесса системы	1
8	Самопроизвольный процесс протекает в изолированной системе: 1) $\Delta S > 0$, 2) $\Delta S < 0$, 3) $\Delta S \ll 0$, 4) $\Delta S = 0$.	1

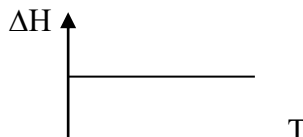
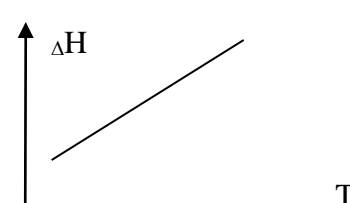
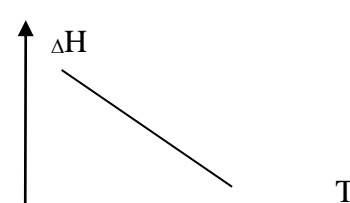
9	<p>При самопроизвольном приближении к равновесию энтропия изолированной системы</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Стремится к нулю 2) Стремится к бесконечности 3) Достигает минимума 4) Достигает максимума 	4
10	<p>Постулат Планка (III-е начало термодинамики):</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) при увеличении температуры энтропия растет 2) энтропия возрастает при переходе вещества из более конденсированного состояния в менее конденсированное 3) энтропия совершенного (бездефектного, идеального) кристалла при 0 К равна 0. 	3
11	<p>Какая термодинамическая функция является критерием самопроизвольного протекания процесса в изолированной системе?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Внутренняя энергия 2) Энергия Гиббса 3) Энтальпия 4) Энтропия 	4
12	<p>Какая термодинамическая функция является критерием самопроизвольного протекания процесса в закрытой системе?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Внутренняя энергия 2) Энергия Гиббса 3) Энтальпия 4) Энтропия 	2
13	<p>При охлаждении, конденсации, полимеризации энтропия системы:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Уменьшается 2) Увеличивается 3) Не изменяется 4) Сначала увеличивается, потом уменьшается 	1
14	<p>В ходе процессов возгонки, испарения, растворения энтропия</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Уменьшается 2) Увеличивается 3) Не изменяется 4) Сначала увеличивается, потом уменьшается 	2
15	<p>Термодинамически обратимый процесс – это</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Процесс, для осуществления которого не надо затрачивать энергию 2) Процесс, происходящий только при затрате энергии системы 3) Равновесный процесс, после которого система и окружающая среда могут возвратиться в начальное состояние 4) Процесс, протекающий при конечных разностях действующих и противодействующих сил 	3
16	<p>Процесс, проходящий в прямом, а затем в обратном направлении так, что не только система, но и окружающая среда возвращается в исходное состояние, называется</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) положительным 2) отрицательным 3) равновесным 4) неравновесным 	3
17	<p>Какое состояние термодинамической системы называется равновесным?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Состояние изолированной системы 2) Состояние закрытой системы при постоянном давлении 	4

	<p>3) Состояние открытой системы при постоянном объеме</p> <p>4) Состояние, в которое переходит система при постоянных внешних условиях при не изменении во времени термодинамических параметров и отсутствии в системе потоков вещества и энергии</p>	
18	<p>Какой процесс называют адиабатическим?</p> <p>1) Процесс, при котором система не получает теплоты из вне и не отдает ее</p> <p>2) Любой равновесный процесс</p> <p>3) Процесс в идеальном газе, характеризующийся постоянной теплоемкостью</p> <p>4) Процесс, при котором система имеет тепловой контакт с окружающей средой</p>	1
19	<p>Термодинамически обратимый процесс - это процесс, в котором:</p> <p>1) все промежуточные состояния неравновесны</p> <p>2) хотя бы одно из состояний равновесно</p> <p>3) все промежуточные состояния равновесны</p> <p>4) хотя бы одно из состояний неравновесно</p>	3
20	<p>Что в термодинамике называют термодинамическим процессом:</p> <p>1) Неравновесное состояние системы</p> <p>2) Стационарное состояние системы</p> <p>3) Последовательность неравновесных состояний системы</p> <p>4) Изменение состояния системы, характеризующееся изменением ее термодинамических параметров</p>	4
21	<p>Какие термодинамические характеристики из перечисленных ниже являются функциями состояния:</p> <p>1) энтальпия, 2) энергия Гиббса, 3) теплота, 4) работа</p>	1, 2
22	<p>Какие из данных термодинамических величин не являются функциями состояния системы?</p> <p>1) Теплота</p> <p>2) Внутренняя энергия</p> <p>3) Энтропия</p> <p>4) Энергия Гиббса</p> <p>5) Работа</p>	1, 5
23	<p>При кристаллизации воды с образованием льда в закрытом сосуде:</p> <p>1) $\Delta S > 0$, 2) $\Delta S < 0$, 3) $\Delta S = 0$, 4) $\Delta S \gg 0$.</p>	2
24	<p>Энтропия веществ, образующих идеальный ("бездефектный") кристалл при абсолютном нуле:</p> <p>1) $S = 0$, 2) $S \rightarrow \infty$, 3) $S < 0$, 4) $S > 0$.</p>	1
25	<p>При плавлении льда:</p> <p>1) $\Delta S > 0$, 2) $\Delta S < 0$, 3) $\Delta S \ll 0$, 4) $\Delta S = 0$.</p>	1
26	<p>Изменение энтропии при изотермическом расширении одного моль идеального газа описывается формулой:</p> <p>1) $\Delta S = \frac{Q}{T}$</p> <p>2) $\Delta S = - R \sum x_i \ln x_i$</p> <p>3) $\Delta S_{\text{рц}} = \sum n \Delta S_{\text{пр}} - \sum n \Delta S_{\text{исх}}$</p>	4

	4) $\Delta S = R \ln P_1/P_2$	
27	Примером термодинамической системы можно считать: 1) 100 молекул 2) запаянная пробирка с веществом 3) окружающая среда 4) 10 молекул	2
28	Изолированной называется такая система, для которой: 1) $\Delta m = 0, \Delta U \neq$ 2) $\Delta m \neq 0, \Delta U \neq 0$ 3) $\Delta m=0, \Delta U=0$ 4) $\Delta m \neq 0, \Delta U=0$	3
29	Открытой называется система, для которой: 1) $\Delta m = 0, \Delta U = 0$ 2) $\Delta m \neq 0, \Delta U \neq 0$ 3) $\Delta m = 0, \Delta U \neq 0$ 4) $\Delta m \neq 0, \Delta U = 0$	2
30	Закройтой называется система, для которой: 1) $\Delta m = 0, \Delta U = 0$ 2) $\Delta m \neq 0, \Delta U \neq 0$ 3) $\Delta m = 0, \Delta U \neq 0$ 4) $\Delta m \neq 0, \Delta U = 0$	3
31	Энтальпия реакции может быть вычислена по энтальпиям сгорания продуктов (P) и реагентов (R): 1) $\Delta H^0_{рц} = \sum n \Delta H^0_c (R) - \sum n \Delta H^0_c (P)$ 2) $\Delta H^0_{рц} = \sum n \Delta H^0_c (P) - \sum n \Delta H^0_c (R)$ 3) $\Delta H^0_{рц} = \sum n \Delta H^0_c (R) + \sum n \Delta H^0_c (P)$ 4) $\Delta H^0_{рц} = \sum \Delta H^0_c (R) / \Delta H^0_c (P)$	1
32	Работа какого из процессов с участием идеального газа равна нулю: 1) Изобарного 2) Изохорного 3) Изотермического 4) адиабатического	2
33	В каком из процессов с участием идеального газа внутренняя энергия не изменяется: 1) изобарный 2) изохорный 3) изотермический 4) адиабатический	3
34	Теплота какого из процессов с участием идеального газа равна работе этого процесса? 1) изобарный 2) изохорный 3) изотермический 4) адиабатический	3
35	Какой из процессов с участием идеального газа протекает без теплообмена с окружающей средой?	4

	1) изобарный 2) изохорный 3) изотермический 4) адиабатический	
36	В соответствии с 1 началом термодинамики для изотермического процесса справедливо выражение: 1) $\Delta U = Q_V$, 2) $Q_T = W_T$ 3) $\Delta U = W$ 4) $\Delta H = \Delta U + W$	2
37	Изменение энтропии при фазовом переходе описывается формулой: 1) $\Delta S = \frac{Q}{T}$ 2) $\Delta S = -R \sum x_i \ln x_i$ 3) $\Delta S_{рц} = \sum n S_{пр} - \sum n S_{исх}$ 4) $\Delta S = -R \ln P_2/P_1$	1
38	Термодинамический подход к определению энтропии описывается формулой: 1) $S = k \ln w$ 2) $\Delta S = -R \ln P_2/P_1$ 3) $\Delta S = \frac{Q}{T}$ 4) $\Delta S = -R \sum x_i \ln x_i$	3
39	Изменение энтропии при нагревании вещества описывается формулой: 1) $\Delta S = \frac{Q}{T}$ 2) $\Delta S = -R \sum x_i \ln x_i$ 3) $\Delta S_{рц} = \sum n S_{пр} - \sum n S_{исх}$ 4) $\Delta S = C \ln T_2/T_1$	4
40	Изменение энтропии при проведении химической реакции описывается формулой: 1) $\Delta S = \frac{Q}{T}$ 2) $\Delta S = -R \sum x_i \ln x_i$ 3) $\Delta S_{рц} = \sum n S_{пр} - \sum n S_{исх}$ 4) $\Delta S = C \ln T_2/T_1$	3
41	Вероятностный подход к определению энтропии описывается формулой: 1) $S = \frac{Q}{T}$ 2) $\Delta S = -R \sum x_i \ln x_i$ 3) $S = k \ln w$ 4) $\Delta S = -R \ln P_2/P_1$	3
42	Зависимость теплоты процесса (химической реакции) от температуры дается уравнениями: 1) Кирхгофа 2) Гиббса – Гельмгольца 3) Вант – Гоффа 4) Клапейрона - Клаузиуса	1

43	<p>Приведенное уравнение</p> $\Delta H_{\text{рц}}^0(T_2) = \Delta H_{\text{рц}}^0(T_1) + \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_p dT$ <p>соответствует:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Интегральной форме уравнения Клапейрона-Клаузиуса 2. Интегральной форме изобары Вант-Гоффа 3. Интегральной форме изохоры Вант-Гоффа 4. Интегральной форме уравнения Кирхгофа. 	4
45	<p>Как соотносятся величины ΔH и ΔU для следующей химической реакции:</p> $4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г})$ <p>1) $\Delta H > \Delta U$ 2) $\Delta H < \Delta U$ 3) $\Delta H = \Delta U$ 4) $\Delta H = \Delta U = 0$</p>	1
46	<p>Как соотносятся величины ΔH и ΔU для следующей химической реакции:</p> $2\text{NO}_2(\text{г}) = \text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$ <p>1) $\Delta H > \Delta U$ 2) $\Delta H < \Delta U$ 3) $\Delta H = \Delta U$ 4) $\Delta H = \Delta U = 0$</p>	2
47	<p>Правильным является утверждение: внутренняя энергия - функция состояния, приращение которой равно теплоте</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) изобарного процесса, 2) изохорного процесса 3) изотермического процесса, 4) в условиях равновесия 	2
48	<p>Правильным является утверждение: энтальпия - функция состояния, приращение которой равно теплоте</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) изохорного процесса, 2) изобарного процесса 3) изотермического процесса, 4) в условиях равновесия 	2
49	<p>Функция состояния энтальпия была введена для описания процессов:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) изобарный 2) изохорный 3) изотермический 4) адиабатический 	1
50	<p>Выберите уравнение реакции, соответствующее стандартной энтальпии образования соединения $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2(\text{кр}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{кр})$ 2) $\text{Ca}(\text{тв}) + 6\text{H}(\text{г}) + 2\text{P}(\text{красный}) + 9\text{O}(\text{г}) = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{кр})$ 3) $\text{Ca}(\text{тв}) + 2\text{P}(\text{белый}) + 4,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{кр})$ 4) $\text{Ca}(\text{тв}) + 3\text{H}_2(\text{г}) + 2\text{P}(\text{красный}) + 4,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{кр})$ 	4
51	<p>Стандартная энтальпия образования нитрата натрия равна энтальпии реакции:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaNO}_3 + \text{BaSO}_4$ 2) $\text{Na} + \frac{1}{2}\text{N}_2 + \frac{3}{2}\text{O}_2 = \text{NaNO}_3$ 3) $\text{Na}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{NaNO}_3$ 4) $\text{Na}^+ + \text{NO}_3^- = \text{NaNO}_3$ 	2
52	<p>Физический смысл удельной теплоемкости заключается в следующем:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) теплота, выделяющаяся в результате химической реакции и приходящаяся на 1 моль вещества; 2) количество энергии, которое необходимо затратить на нагревание на один градус одного грамма вещества; 3) количество тепловой энергии, которое необходимо для того, чтобы один грамм вещества вступил в реакцию; 4) количество тепловой энергии, которое необходимо для того, чтобы реакция полностью завершилась. 	2
53	<p>Каково соотношение между изобарной и изохорной теплоемкостями для идеального газа?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $C_p + C_v = R$ 2) $C_p = C_v + R$ 3) $C_p / C_v = R$ 	2

	4) $C_v / C_p = R$ 5) $C_v - C_p = R$	
54	В соответствии с уравнением Кирхгофа и на основании графика можно утверждать, что для исследуемой реакции изменение теплоемкости:  <p>1) $\Delta C_p < 0$ 2) $\Delta C_p > 0$ 3) $\Delta C_p = 0$ 4) $\Delta C_p \rightarrow \infty$</p>	3
55	В соответствии с уравнением Кирхгофа и на основании графика можно утверждать, что для исследуемой реакции изменение теплоемкости:  <p>1) $\Delta C_p < 0$ 2) $\Delta C_p > 0$ 3) $\Delta C_p = 0$ 4) $\Delta C_p = \infty$</p>	2
56	В соответствии с уравнением Кирхгофа и на основании графика можно утверждать, что для исследуемой реакции изменение теплоемкости:  <p>1) $\Delta C_p < 0$ 2) $\Delta C_p > 0$ 3) $\Delta C_p = 0$ 4) $\Delta C_p = \infty$</p>	1
57	В системе, находящейся в состоянии термодинамического равновесия энтропия: 1) Стремится к нулю 2) Достигает максимального значения 3) Становится больше нуля 4) Принимает отрицательное значение	2
58	Возможность вычислить абсолютное значение энтропии индивидуального вещества дает: 1) тепловой закон Нернста 2) уравнение изобары (изохоры) Вант-Гоффа 3) постулат Планка 4) правило фаз Гиббса	3
59	Рассчитайте температуру, при которой станет возможным проведение данного процесса: $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{тв}) \leftrightarrow 2 \text{CO}(\text{г})$, $\Delta H_{\text{рц}}^0 = 173 \text{ кДж/моль}$, $\Delta S_{\text{рц}}^0 = 176 \text{ Дж/моль К}$ 1) 983 К 2) 1983 К 3) 830 К 4) 1017 К	1
60	Какое утверждение правильно? 1) цельная кровь - это гетерогенная система 2) плазма крови - это гетерогенная система 3) кровь и плазма - это гетерогенные системы	1

	4) кровь и плазма - это гомогенные системы.	
61	Для реакции $A_{(тв)} + B_{(ж)} = A_{(раствор)}$. $\Delta H_{рц} > 0$; $\Delta S_{рц} > 0$ Какой из факторов способствует самопроизвольному растворению вещества? 1) энтальпийный 2) энтропийный 3) оба способствуют 4) оба препятствуют	2
62	Энтропия - это функция состояния, приращение которой в обратимом процессе при постоянной температуре определяется: 1) энергией Гиббса 2) теплотой 3) энтальпией 4) внутренней энергией 5) работой	2
63	Какие термодинамические характеристики из перечисленных ниже являются функциями состояния: 1) работа 2) внутренняя энергия 3) энтропия 4) энтальпия	2, 3, 4
64	Состояние системы, при котором ее свойства постоянны во времени при наличии потоков энергии и вещества, называется: 1) начальным, 2) стационарным, 3) стандартным, 4) конечным	2
65	Равновесное состояние - это состояние, при котором все свойства системы не меняются во времени и: 1) в системе отсутствуют потоки вещества и энергии 2) имеются только потоки энергии 3) имеются потоки энергии и вещества 4) система переходит из одного стационарного состояния в другое	1
66	Какими термодинамическими функциями характеризуются изобарно-изотермические процессы? 1) Свободная энергия Гиббса 2) Свободная энергия Гельмгольца 3) Энтропия 4) Внутренняя энергия	1
67	Свободная энергия Гельмгольца это: 1) Внутренняя энергия 2) Изохорно-изотермический потенциал 3) Изобарно-изотермический потенциал 4) Связанная энергия	2
68	Свободная энергия Гиббса это: 1) Внутренняя энергия 2) Изохорно-изотермический потенциал 3) Изобарно-изотермический потенциал 4) Связанная энергия	3
69	Изохорно-изотермическим потенциалом является: 1) Энергия Гельмгольца 2) Энтальпия	1

	3) Внутренняя энергия 4) Энтропия	
70	Какое из данных выражений, определяющих энергию Гиббса, является неправильным ? 1) $G = U - TS$ 2) $G = H - TS$ 3) $G = A + PV$ 4) $G = U - TS + PV$	1
71	Какое из данных выражений, определяющих энергию Гиббса, является правильным ? 1) $\Delta G = \Delta U - T\Delta S$ 2) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ 3) $\Delta G = \Delta A + P\Delta V$ 4) $\Delta G = U + P\Delta V$	2
72	В состоянии равновесия энергия Гиббса системы: 1) $G = \text{const}$, 2) $\Delta G > 0$, 3) $\Delta G < 0$, 4) $\Delta G \ll 0$.	1
73	Энергия Гельмгольца определяется соотношением: 1) $A = U + pV$, 2) $A = U - TS$, 3) $A = H - TS$, 4) $A = PV$	2
74	В состоянии равновесия энергия Гельмгольца системы: 1) $A = \text{const}$, 2) $A > 0$, 3) $A < 0$, 4) $A \ll 0$.	1
75	Какая термодинамическая функция является критерием достижения равновесия (критерием самопроизвольного протекания процесса) в изобарно-изотермическом процессе? 1) Внутренняя энергия 2) Энтальпия 3) Энтропия 4) Энергия Гиббса	4
76	Какая термодинамическая функция является критерием достижения равновесия (критерием самопроизвольного протекания процесса) в изохорно-изотермическом процессе? 1) Внутренняя энергия 2) Энтропия 3) Энергия Гиббса 4) Энергия Гельмгольца	4
77	Знание каких термодинамических функций является необходимым для оценки возможности самопроизвольного протекания химических реакций в прямом направлении в закрытой системе: 1) Энтальпия 2) Энтропия 3) Энергия Гиббса 4) Внутренняя энергия	3
78	В изохорно-изотермических условиях в системе самопроизвольно могут осуществляться только процессы, в результате которых: 1) $\Delta A > 0$, 2) $\Delta A < 0$, 3) $\Delta A = 0$	2
79	В закрытой системе протекает самопроизвольный процесс. Как изменяется энергия Гиббса системы? 1) $\Delta G > 0$, 2) $\Delta G < 0$, 3) $\Delta G = 0$, 4) $G = \text{const}$	2
80	Будет ли протекать самопроизвольно химическая реакция при T и $V = \text{const}$, если $\Delta U < 0$ и $\Delta S > 0$	1

	1) реакция будет протекать самопроизвольно 2) реакция невозможна 3) реакция будет идти только при высоких температурах 4) реакция будет идти только при очень низких температурах	
81	В изобарно-изотермических условиях в системе самопроизвольно могут осуществляться только процессы, в результате которых: 1) $\Delta G < 0$, 2) $\Delta G > 0$, 3) $G = \text{const}$	1
82	Энергия Гиббса определяется соотношением: 1) $G = U + pV$ 2) $G = H - TS$ 3) $G = TS$ 4) $G = H + A$	2
83	Энергия Гельмгольца определяется соотношением: 1) $A = U + pV$ 2) $A = H - TS$ 3) $A = U - TS$ 4) $A = PV$	3
84	Изобарный потенциал системы, приходящийся на 1 моль компонента (на 1 частицу) называется: 1) Химический потенциал 2) Химическая переменная 3) Криоскопическая постоянная 4) Изотонический коэффициент	1
85	Уравнению изотермы химической реакции при стандартных условиях соответствует: 1. $\Delta U = Q - W$ 2. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ 3. $\ln K = \Delta H / (RT)$ 4. $\ln K = -\Delta G^0 / (RT)$	4
86	Уравнению изотермы химической реакции соответствует: 1. $\Delta U = Q - W$ 2. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ 3. $\ln K = \Delta H / (RT)$ 4. $\Delta G = RT \ln(\Pi_C) / K_C$	4
87	Термодинамическое тождество - это: 1. $\Delta U = Q - W$ 2. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ 3. $\ln K = \Delta H / (RT)$ 4. $\ln K = -\Delta G^0 / (RT)$	2
88	Уравнению изобары химической реакции соответствует: 1. $\Delta U = Q - W$. 2. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. 3. $\ln K = -\frac{\Delta H}{RT} + \text{const}$ 4. $\ln K = -\Delta G^0 / (RT)$.	3

89	Из уравнения изобары химической реакции следует, что в экзотермическом процессе с ростом температуры константа равновесия: 1) уменьшается 2) увеличивается 3) не изменяется 4) константа равновесия химической реакции не зависит от теплового эффекта реакции	1
90	Из уравнения изобары химической реакции следует, что для эндотермической реакции с ростом температуры константа равновесия: 1) уменьшается 2) растёт 3) не изменяется 4) константа равновесия химической реакции не зависит от теплового эффекта реакции	2
91	Уравнение изобары химической реакции демонстрирует зависимость константы равновесия от: 1) изменения энергии Гиббса 2) изменения энтальпии реакции 3) давления в системе 4) температуры	4
92	Уравнение изотермы химической реакции имеет вид: 1) $\Delta G_{\text{рц}} = -RT \ln K_a + RT \ln P_a$, 2) $\Delta H = \Delta U + W$ 3) $\Delta G_{\text{рц}} = \Delta H - T \Delta S$ 4) $RT \ln(P_a/K_a) = 0$	1
93	Константа равновесия для реакции $\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ имеет следующую оценку измерения: 1. моль/л 2. моль ² /л ² 3. моль ³ /л ³ 4. моль ⁴ /л ⁴	1
94	Константа равновесия для реакции $\text{Cu}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \leftrightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ имеет следующую оценку измерения: 1. моль/л 2. моль ² /л ² 3. моль ³ /л ³ 4. л ⁴ / моль ⁴	4
95	Зависимость константы равновесия химической реакции от температуры дается уравнением: 1) Вант-Гоффа 2) Кирхгофа 3) Гиббса-Гельмгольца 4) Клапейрона-Клаузиуса	1
96	К изменению значения термодинамической константы равновесия химической реакции приведет: 1) введение катализатора; 2) изменение температуры; 3) изменение концентрации реагирующих веществ; 4) отвод продуктов реакции	2
97	Реакции, химическое равновесие в которых смещается вправо при увеличении давления:	1, 2

	<ol style="list-style-type: none"> 1) $\text{Ca(OH)}_{2(\text{p-p})} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_{3(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ 2) $\text{CaO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = \text{CaCO}_{3(\text{тв})}$ 3) $2 \text{AsH}_{3(\text{г})} = 2 \text{As}_{(\text{тв})} + 3 \text{H}_{2(\text{г})}$ 4) $\text{Pb}_{(\text{тв})} + \text{PbO}_{2(\text{тв})} = 2 \text{PbO}_{(\text{тв})}$ 5) $\text{Sb}_2\text{O}_{4(\text{тв})} + 4 \text{C}_{(\text{тв})} = 2\text{Sb}_{(\text{тв})} + 4 \text{CO}_{(\text{г})}$ 6) $\text{Si}_{(\text{тв})} + 2 \text{Li}_2\text{O}_{(\text{тв})} = \text{SiO}_{2(\text{тв})} + 4 \text{Li}_{(\text{тв})}$ 	
98	<p>В соответствии с уравнением изобары химической реакции при $\Delta H_{\text{р,т}} = 0$ с ростом температуры константа равновесия:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) увеличивается 2) уменьшается 3) остается постоянной 4) константа равновесия химической реакции не зависит от теплового эффекта реакции 	3
99	<p>В соответствии с изотермой химической реакции при $K_a > P_a$:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $\Delta G_{\text{рц}} = 0$ 2) $\Delta G_{\text{рц}} > 0$ 3) $\Delta G_{\text{рц}} = \Delta G^{\circ}_{\text{рц}}$ 4) $\Delta G_{\text{рц}} < 0$ 	4
100	<p>В соответствии с изотермой химической реакции при $K_a < P_a$:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $\Delta G_{\text{рц}} > 0$ 2) $\Delta G_{\text{рц}} < 0$ 3) $\Delta G_{\text{рц}} = 0$ 4) $\Delta G_{\text{рц}} = \Delta G^{\circ}_{\text{рц}}$ 	1
101	<p>Состояние химического равновесия наблюдается при:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $P_c > K_c$ 2) $P_c < K_c$ 3) $P_c = K_c$ 4) K_c не является мерой химического равновесия 	3
102	<p>Константа равновесия для реакции $\text{CaCO}_{3(\text{тв})} \Leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$ имеет следующую оценку измерения:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. моль/л 2. моль²/л² 3. моль³/л³ 4. моль⁴/л⁴ 	1
103	<p>Константа равновесия для реакции $(\text{PbI}_4)^{2-} \Leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 4\text{I}^-$ имеет следующую оценку измерения:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. моль/л 2. моль²/л² 3. моль³/л³ 4. моль⁴/л⁴ 	4
104	<p>Согласно уравнению гомогенной химической реакции $2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$, $\Delta H^{\circ}_{\text{г}} > 0$. Для смещения равновесия в сторону продуктов реакции необходимо:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) увеличить концентрацию водорода 2) повысить температуру 3) понизить температуру 4) увеличить концентрацию кислорода 	2

Тема: «Термодинамика фазовых равновесий. Экстракция. Свойства разбавленных растворов Равновесия жидкий раствор – пар в двухкомпонентных системах. Смеси жидкостей с ограниченной растворимостью. Несмешивающиеся жидкости»

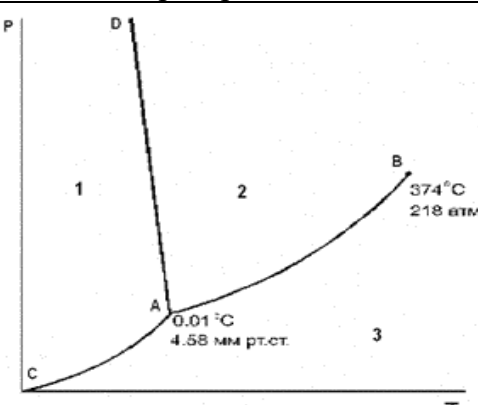
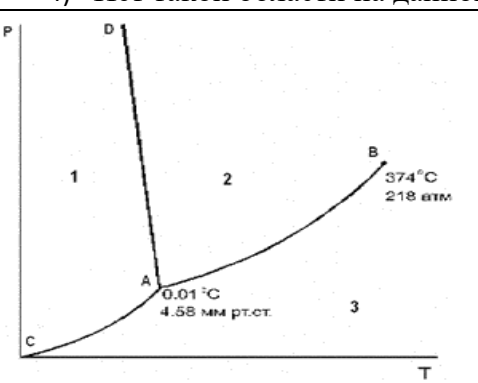
№ ОС	Задание	Ответ
1	Правило фаз Гиббса для бинарной гетерогенной системы имеет вид: 1) $C = K - \Phi + 2$ 2) $C = 4 - \Phi$ 3) $C = 3 - \Phi$ (при $n=1$) 4) $K = \Phi + 2$	2, 3
2	Что называется «компонентом» системы? 1) Вещества, которые могут быть выделены из системы и существовать вне ее. 2) Составляющие вещества, наименьшее число которых необходимо и достаточно для выражения химического состава всех фаз данной системы. 3) Вещества, входящие в состав термодинамической системы. 4) Совокупность всех возможных частиц (молекул, ионов, радикалов, атомов), находящихся во всех фазах равновесной термодинамической системы.	2
3	Находящаяся в состоянии равновесия система: $\text{NH}_4\text{HCO}_3(\text{к}) = \text{NH}_3(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ 1) Однофазная 2) Двухфазная 3) Трехфазная	3
4	Укажите максимальное число фаз однокомпонентной системы, которые могут одновременно находиться в состоянии термодинамического равновесия. 1) 4 2) 2 3) 3 4) 1	3
5	Что такое тройная точка на диаграмме состояния однокомпонентной системы? 1) Точка, в которой возможен фазовый переход $\text{тв} \leftrightarrow \text{газ}$. 2) Точка, в которой заканчивается кривая равновесия $\text{тв} \leftrightarrow \text{газ}$. 3) Точка начала кривой равновесия $\text{ж} - \text{г}$. 4) Точка сосуществования жидкой, твердой и парообразной фаз одновременно.	4
6	Укажите максимальное число фаз двухкомпонентной системы, которые могут одновременно находиться в состоянии термодинамического равновесия. 1) 4 2) 2 3) 3 4) 1	1
7	Возможно ли подобное равновесие: $S_{\text{ромб}} \leftrightarrow S_{\text{монокл}} \leftrightarrow S_{\text{жидк}} \leftrightarrow S_{\text{пар}}$? 1) Да, так как сера способна одновременно существовать во всех представленных аллотропных модификациях 2) Да, но только при очень высоких температурах 3) Нет, так как согласно правилу фаз Гиббса, в однокомпонентной системе в равновесии могут находиться только три фазы одновременно 4) Нет, у серы нет парообразного состояния	3
8	Рассчитать число степеней свободы в системе, представляющей собой порошок аспирина, водный раствор этого лекарства над твердым лекарством и пары воды над раствором (принять $n = 2$). 1) 0 2) 2 3) 1 4) 3	3
9	Рассчитать число степеней свободы в системе, представляющей собой твердые аспирин и амидопирин, водный раствор этих лекарств, пары воды над	3

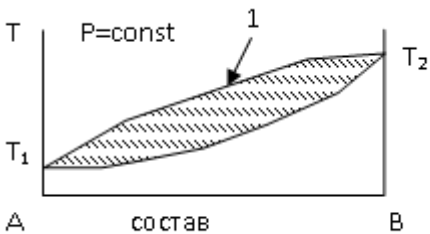
	раствором (принять $n = 2$). 1) 0 2) 2 3) 1 4) 3	
10	Чему равно число термодинамических степеней свободы у воды при давлении $1,0133 \cdot 10^5 \text{ Н/м}^2$ и температуре 373 К в закрытом сосуде? 1) 0 2) 2 3) 1 4) 3	3
11	Максимальное число фаз в равновесной системе равно: 1) в однокомпонентной – 2 2) в двухкомпонентной – 4 3) в трехкомпонентной – 6 4) в двухкомпонентной – 3	2
12	Рассчитать число степеней свободы в системе, представляющей собой раствор аспирина с кусочками льда и парами воды над раствором (принять $n = 2$). 1) 0 2) 2 3) 1 4) 3	3
13	В соответствии с уравнением Клапейрона – Клаузиуса теплота фазового перехода может быть найдена по тангенсу угла наклона экспериментальной прямой в координатах: 1) $\ln P - 1/T$ 2) $\Delta H_{\text{ф.п.}} - 1/T$ 3) $\Delta S_{\text{ф.п.}} - 1/T$ 4) $\ln P - T$ 5) $P - 1/T$	1
14	В соответствии с уравнением Клапейрона - Клаузиуса для процессов возгонки dP/dT принимает значения: 1) только положительные 2) только отрицательные 3) ноль 4) больше или меньше нуля	1
15	В соответствии с уравнением Клапейрона - Клаузиуса для процессов испарения dP/dT принимает значения: 1) только положительные 2) только отрицательные 3) ноль 4) больше или меньше нуля	1
16	В соответствии с уравнением Клапейрона - Клаузиуса для процесса плавления воды dP/dT принимает значения: 1) положительное 2) отрицательное 3) ноль 4) может быть и больше и меньше нуля	2
17	С ростом давления температура замерзания воды: 1) растет; 2) падает; 3) остается постоянной	2
18	По уравнению Клапейрона - Клаузиуса можно оценить, как при фазовом превращении с изменением температуры изменяется: 1) энтальпия фазового перехода 2) энтропия фазового перехода 3) химический потенциал 4) давление	4
19	Отрицательный наклон на диаграмме состояния воды (в координатах P-T) имеет кривая: 1) кипения 2) плавления	2

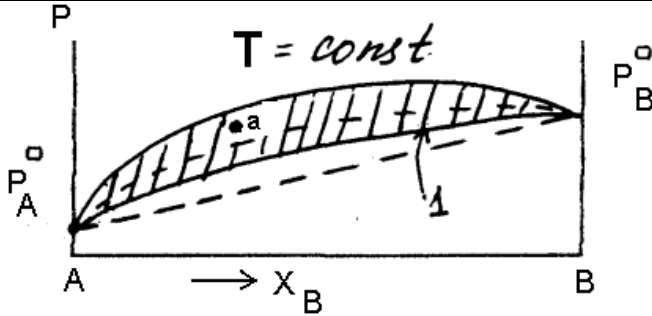
	3) возгонки 4) давления пара над переохлажденной жидкостью	
20	Чему равно число степеней свободы в тройной точке на диаграмме состояния воды? 1) 0 2) 2 3) 1 4) 3	1
21	В эвтектической точке бинарная система: 1) бивариантна 2) моновариантна 3) инвариантна 4) тривариантна	3
22	Чему равно число степеней свободы в эвтектической точке? 1) 0 2) 2 3) 1 4) 3	1
23	Точка на диаграмме состояния двухкомпонентной системы (в координатах температура – состав), в которой могут находиться в равновесии три фазы (расплав и два вида кристаллов), называется: 1) Тройной 2) Критической 3) Эвтектической 4) Фигуративной	3
24	Чему равно число степеней свободы в точке, находящейся на линии солидуса на диаграмме состояния двухкомпонентной системы (в координатах температура – состав) ? 1) 0 2) 2 3) 1 4) 3	1
25	Для нахождения (графическим способом) масс сосуществующих в равновесии фаз пользуются: 1) Законами Коновалова 2) Законом Рауля 3) Правилем рычага 4) Законом действующих масс	3
26	Относительное понижение давления пара растворителя над раствором определяется: 1) Законами Коновалова 2) Законом Рауля 3) Правилем рычага 4) Законом действующих масс	2
27	Криоскопическая постоянная зависит от: 1) Концентрации раствора 2) Свойств растворителя 3) Свойств растворенного вещества 4) Свойств растворенного вещества и растворителя	2
28	Повышение температуры кипения раствора неэлектролита при моляльной концентрации раствора равной 1 моль/кг называют: 1) Криоскопическая постоянная 2) Эбуллиоскопическая постоянная 3) Изотонический коэффициент 4) Химический потенциал	2
29	Понижение температуры затвердевания раствора при моляльной концентрации раствора равной 1 моль/кг называют: 1) Криоскопическая постоянная 2) Эбуллиоскопическая постоянная 3) Изотонический коэффициент	1

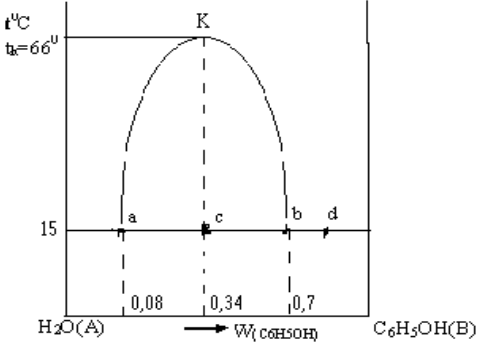
	4) Химический потенциал	
30	В каком соотношении находятся величины изменения температуры замерзания двух растворов: сильного электролита (эл.) и неэлектролита (н/э), с одинаковой моляльной концентрацией? 1) $\Delta T_{\text{зам. Эл.}} = \Delta T_{\text{зам. н/э}}$ 2) $\Delta T_{\text{зам. Эл.}} > \Delta T_{\text{зам. н/э}}$ 3) $\Delta T_{\text{зам. Эл.}} < \Delta T_{\text{зам. н/э}}$	2
31	Изотонический коэффициент стремится к 3 для: 1) хлорида калия 2) сульфата калия 3) фосфата калия 4) глюкозы	2
32	Температура кипения раствора: 1) Равна температуре кипения растворителя 2) Больше температуры кипения растворителя 3) Менше температуры кипения растворителя 4) Не зависит от температуры кипения растворителя	2
33	Величина температуры кипения растворителя зависит от: 1) Температуры кипения растворителя 2) Осмотического давления раствора 3) Давления насыщенного пара растворителя над раствором 4) Концентрации растворенного вещества	3
34	Как называется метод анализа, основанный на измерении температуры кипения раствора: 1) Осмометрия 2) Криометрия 3) Эбулиометрия 4) Кондуктометрия	3
35	Как называется метод анализа, основанный на измерении температуры замерзания раствора: 1) Осмометрия 2) Криометрия 3) Эбулиометрия 4) Кондуктометрия	2
36	Распределение каждого из растворенных веществ между двумя равновесными жидкими фазами при постоянной температуре определяется индивидуальной константой распределения, величина которой не зависит от присутствия других веществ – это: 1) закон Нернста - Шилова 2) закон действующих масс 3) закон Коновалова 4) закон Дальтона 5) закон Бугера-Ламберга-Бера	1
37	Процесс извлечения растворенного вещества из раствора другим растворителем, который не смешивается с первым растворителем и лучше растворяет извлекаемое вещество – это: 1) Экстракция 2) Перегонка 3) Адсорбция 4) Кристаллизация	1

38	<p>По формуле $D = \frac{\sum C_{e-ва}^{орг}}{\sum C_{e-ва}^{водн}}$ рассчитывают:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Истинную константу распределения 2) Константу равновесия 3) Коэффициент распределения 4) Концентрационную константу распределения 	3
39	<p>Чем определяется полнота извлечения вещества экстракцией для определенных растворителей?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Временем экстракции 2) Температурой процесса экстракции 3) Массой экстрагированного вещества 4) Проведением экстракции большим числом малых порций экстрагента. 	4
40	<p>В каком соотношении находятся величины осмотического давления π_a/π_b двух водных растворов глюкозы(а) и сульфата алюминия(б) с концентрацией, равной 0,0005 моль/л?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) 2/5; 2) 5/1; 3) 3/1 4) 1/5 	4
41	<p>Для идеальных растворов характерно:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $E_{A-A} \neq E_{B-B}$ 2) $\Delta V_{смеш.} = 0$; 3) $\Delta V_{смеш.} > 0$; 4) $\Delta H_{смеш.} < 0$ 	2
42	<p>Температура плавления эвтектики, содержащей 47% аспирина и 53% амидопирина = 70°C. Какой компонент будет выкристаллизовываться первым при охлаждении расплава, содержащего 40% аспирина и 60% амидопирина?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Аспирин 2) Амидопирин 3) Оба компонента 4) Ни один из компонентов 	2
43	<p>Чему равно число степеней свободы в точке, лежащей на кривой плавления диаграммы состояния воды (в координатах Р-Т)?</p> <p>1) 0 2) 2 3) 1 4) 3</p>	3
44	<p>Равновесию твердая фаза – пар (газ) на диаграмме состояния однокомпонентной системы (в координатах Р-Т) отвечает кривая:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Кипения 2) Возгонки 3) Плавления 4) Давления пара над переохлажденной жидкостью 	2
45	<p>Чему равно число степеней свободы в точке, лежащей на кривой возгонки диаграммы однокомпонентной системы (в координатах Р-Т)?</p> <p>1) 0 2) 2 3) 1 4) 3</p>	3
46	<p>Уравнение Клапейрона-Клаузиуса описывает зависимость равновесного давления от температуры для:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Однокомпонентной однофазной системы 2) Однокомпонентной двухфазной системы 3) двухкомпонентной однофазной системы 4) двухкомпонентной двухфазной системы 	2
47	<p>Что можно определить криоскопическим методом?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) молярную массу растворённого вещества 	1

	2) степень извлечения 3) осмотическое давление 4) молярную массу растворителя	
48	Закончите определение: «Самопроизвольный переход растворителя через полупроницаемую мембрану, разделяющую два раствора, в сторону раствора с большей концентрацией, называется» 1) флотацией 2) экстракцией 3) сублимацией 4) осмосом 5) адсорбцией	4
49	Назовите необходимое условие экстракции: 1) высокая температура 2) растворитель и экстрагент смешиваются 3) растворитель и экстрагент не смешиваются 4) большой объём экстрагента	3
50	Наибольшая степень извлечения будет достигнута в том случае, если экстракцию (при объёме экстрагента 60 мл) проводить: 1) однократно 2) пятикратно по 12 мл 3) двукратно по 30 мл 4) четырёхкратно по 15 мл	2
51	 <p>Номер области существования жидкости на фазовой диаграмме состояния воды:</p> 1) 1 2) 2 3) 3 4) Нет такой области на данной диаграмме	2
52	 <p>Кривая AD описывает зависимость:</p> 1) Температуры плавления льда от давления	1

	2) Равновесного давления водяного пара надо льдом от температуры 3) Давления насыщенного пара жидкой воды от температуры 4) Температуры кипения воды от давления	
53	Мерой влияния диссоциации (ассоциации) растворенного вещества на коллигативные свойства растворов является: 1) криоскопическая постоянная 2) эбуллиоскопическая постоянная 3) химический потенциал 4) изотонический коэффициент	4
54	В каком из этих случаев раствор всегда кипит при более высокой температуре, чем чистый растворитель: 1) раствор одного летучего компонента в другом 2) раствора газа в летучем растворителе 3) раствор нелетучего вещества в летучем растворителе 4) раствор летучего вещества в нелетучем растворителе	3
55	Находящаяся в состоянии равновесия система: $\text{PCl}_{5(\text{ж})} = \text{PCl}_{3(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$: 1) гомогенная 2) гетерогенная 3) однофазная 4) трехфазная	2
56	Извлечение сахара из свеклы или масел из семян основано на процессе: 1) адсорбции 2) кристаллизации 3) флотации 4) экстракции	4
57	Согласно 1 закону Коновалова в паре над раствором больше по сравнению с раствором: 1) Растворителя 2) Растворенного вещества 3) Растворителя и растворенного вещества поровну 4) Легколетучего компонента	4
58	Для проведения перегонки с водяным паром необходимое условие: 1) Неограниченная растворимость жидкостей друг в друге 2) Ограниченная растворимость жидкостей друг в друге 3) Взаимная нерастворимость жидкостей друг в друге	3
59	Фракционная перегонка для идеального раствора возможна, если 1) $P_A^0 > P_B^0$ 2) $P_A^0 = P_B^0$ 3) $P_A^0 < P_B^0$.	1, 3
60	 <p>Представленная диаграмма соответствует: 1) бинарной системе с положительным отклонением от закона Рауля 2) бинарной системе с отрицательным отклонением от закона Рауля 3) 3-х компонентной системе</p>	4

61	<p>4) бинарной идеальной системе</p>  <p>Представленная диаграмма соответствует:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) бинарной идеальной системе 2) однокомпонентной идеальной системе 3) бинарной системе с положительным отклонением от закона Рауля 4) бинарной системе с отрицательным отклонением от закона Рауля 	3
62	<p>Согласно 1 закону Коновалова, справедливо соотношение:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $P_i = N_i \cdot P_{\text{общ.}}$; 2) $\frac{x_{A,n}}{x_{B,n}} > \frac{x_{A,ж}}{x_{B,ж}}$ при $P_A^0 > P_B^0$ 3) $N_i = \frac{P_i}{P_{\text{общ.}}}$; 4) $P_i = P_i^0 \cdot N_i$ (ж) 	2
63	<p>Если для двух компонентов идеального раствора А и В $P_A^0 > P_B^0$, то</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $N_{A(ж)} > N_{B(ж)}$; 2) $N_{A(п)} > N_{A(ж)}$; 3) $N_{A(п)} < N_{B(п)}$, <p>где N_i – мольная доля компонента.</p>	2
64	<p>При кипении 2^x несмешивающихся жидкостей</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $T_{\text{кип. смеси}} > T_{\text{кип.А}} \text{ и } T_{\text{кип.В}}$; 2) $T_{\text{кип.А}} > T_{\text{кип. смеси}} > T_{\text{кип.В}}$ 3) $T_{\text{кип. смеси}} < T_{\text{кип.А}}, T_{\text{кип.В}}$; 4) $T_{\text{кип.В}} > T_{\text{кип. смеси}} > T_{\text{кип.А}}$. 	3
65	<p>Для диаграмм с НКТР (нижней критической температурой растворимости) с понижением температуры характерно</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) уменьшение взаимной растворимости компонентов А и В 2) увеличение взаимной растворимости компонентов А и В 3) сохранение постоянства взаимной растворимости 	2
66	<p>Для диаграмм с ВКТР (верхней критической температурой растворимости) с повышением температуры характерно</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) уменьшение взаимной растворимости компонентов А и В 2) увеличение взаимной растворимости компонентов А и В 3) сохранение постоянства взаимной растворимости 	2

67	 <p>Данная диаграмма есть диаграмма</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) кипения двух несмешивающихся жидкостей 2) кипения двух неограниченно смешивающихся жидкостей 3) растворимости двух ограниченно смешивающихся жидкостей 4) распределения веществ в 3-х компонентной системе 	3
68	<p>Зависимость $P_{\text{общ}} = P_{\text{общ}}$ (состав) для взаимно несмешивающихся жидкостей при $T = \text{const}$ имеет вид:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $P_{\text{общ}} = P_A + P_B$ 2) $P_{\text{общ}} = P_A^0 \cdot N_A + P_B^0 \cdot N_B$ 3) $P_{\text{общ}} = P_A^0 + P_B^0$ 4) $P_{\text{общ}} = P_A \cdot N_A + P_B \cdot N_B$ 	3
69	<p>Для процесса перегонки с водяным паром расчет проводят по следующей формуле:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $N_i = P_i / P_{\text{общ}}$ 2) $P_1^0 / P_2^0 = n_1 / n_2$ 3) $P_A = P_A^0 \cdot N_A (\text{ж})$ 4) $\Delta P / P_A^0 = N_B$ 	2
70	<p>Укажите практически нерастворимую в воде жидкость:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Серная кислота 2) Ацетон 3) Диэтиловый эфир 4) Этиловый спирт 	3
71	<p>Укажите неограниченно растворимые друг в друге жидкости:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Ртуть и вода 2) Вода и бензол 3) Уксусноэтиловый эфир и вода 4) этиловый спирт и вода 	4
72	<p>Укажите свойства присущие азеотропам:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Одинаковые составы пара и раствора 2) Изменение состава раствора при перегонке 3) Изменение температуры кипения при перегонке 4) Изменение состава пара при перегонке 	1
73	<p>Для чего используется перегонка смесей жидкостей?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Для экстракции 2) Для разбавления 3) Для выпаривания 4) для разделения на компоненты 	4
74	<p>Каким способом азеотроп можно разделить на составляющие компоненты?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Простой перегонкой 2) Перегонкой с водяным паром 3) Химическим связыванием одного из компонентов 4) Фракционной перегонкой 	3

75	<p>Какими свойствами должно обладать вещество, перегоняемое с водяным паром?</p> <p>1) хорошо смешиваться с водой, 2) химически взаимодействовать с водой, 3) подвергаться гидролизу, 4) не смешиваться с водой</p>	4
----	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	---

Тема: «Равновесия в растворах электролитов. Электропроводность растворов. Буферные растворы»

№	Задание	Ответ
1	<p>Основные требования к электродам сравнения:</p> <p>1) постоянство химического состава 2) постоянство концентрации реагентов 3) постоянство потенциала 4) постоянство температуры</p>	3
2	<p>К электродам 2-го рода относятся</p> <p>1) Индикаторные электроды 2) Электроды сравнения 3) Редокс-электроды 4) Ионоселективные</p>	2
3	<p>Как схематически записывают каломельный электрод:</p> <p>1) $\text{Ag} / \text{AgCl} / \text{Cl}^-$ 2) $\text{Pt} / \text{Hg} / \text{Hg}_2\text{SO}_4 / \text{SO}_4^{2-}$ 3) $\text{Ag} / \text{Ag}_2\text{SO}_4 / \text{SO}_4^{2-}$ 4) $\text{Hg} / \text{Hg}_2\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$</p>	4
4	<p>Из каких электродов состоит гальванический элемент Даниэля-Якоби:</p> <p>1) медного и кадмиевого 2) кадмиевого и цинкового 3) медного и цинкового 4) цинкового и железного</p>	3
5	<p>Согласно теории Дебая - Хюккеля связь коэффициента активности f_i иона с зарядом Z_i выражается формулой:</p> <p>1) $f_i = (f_{z+} + f_{z-}) \cdot 1 / (Z_+ + Z_-)$ 2) $f_i = \sqrt{f_+} \cdot f_-$ 3) $\lg f_i = -AZ_i^2 \sqrt{I_c}$</p>	3
6	<p>Для расчета какой электропроводности используют постоянную кондуктометрической ячейки:</p> <p>1) удельной электропроводности 2) эквивалентной электропроводности 3) молярной электропроводности</p>	1
7	<p>Кондуктометрия – это метод измерения:</p> <p>1) сопротивления 2) электропроводности 3) подвижности ионов</p>	2
8	<p>Стеклоэлектрод используют как:</p> <p>1) электрод сравнения</p>	2

	2) индикаторный электрод 3) электрод второго рода 4) редокс - электрод	
9	Выберите формулу, связывающую удельную электропроводность, константу ячейки и сопротивление раствора электролита. 1) $K_{яч} = \kappa \cdot R_x$ 2) $K_{яч} = \kappa / R_x$ 3) $K_{яч} = R_x / \kappa$ 4) $K_{яч} = \kappa \cdot R_x^{1/2}$	1
10	По приведенной формуле $\lg \gamma = -A \cdot z_+ \cdot z_- \sqrt{I_c}$ рассчитывают: 1) коэффициент активности катиона 2) коэффициент активности аниона 3) среднеионный коэффициент активности 4) коэффициент активности раствора	3
11	Кольрауш установил, что эквивалентная электропроводность сильного электролита равна: 1) разнице между электропроводностью катионов и анионов, 2) сумме вкладов отдельных ионов, 3) молярной электропроводности слабого электролита той же концентрации 4) молярной электропроводности раствора за вычетом электропроводности растворителя	2
12	В гальваническом элементе $Mg / Mg^{2+} // Co^{2+} / Co$ протекает реакция: 1) $Mg^{2+} + Co = Mg + Co^{2+}$ 2) $Mg + Co^{2+} = Co + Mg^{2+}$ 3) $Mg + Co^{2+} = Co^+ + Mg^{2+}$ 4) $Mg^{2+} + Co^{2+} = Co + Mg$	2
13	Какое или какие свойства растворителя являются определяющими в его способности ионизировать растворённое вещество (помимо его способности к химическому взаимодействию с этим веществом)? 1) Вязкость 2) Диэлектрическая проницаемость 3) Температура кипения 4) Плотность	2
14	От какого из этих параметров не зависит стандартная ЭДС обратимого гальванического элемента: 1) природа электродов 2) концентрация электролита 3) температура 4) давление	4
15	Уравнение Вант-Гоффа $\pi = i \cdot C(x) \cdot R \cdot T$ справедливо: 1) для любых растворов и условий 2) для растворов электролитов 3) для растворов неэлектролитов 4) для разбавленных растворов, подчиняющихся закону Рауля	2
16	Электрохимические цепи, в которых электроды отличаются лишь активностями участников электродной реакции, называются: 1) концентрационными 2) физическими 3) химическими	1

	4) сдвоенными 5) активными	
17	От какого из этих параметров не зависит электродный потенциал: 1) природа электродов 2) концентрация электролита 3) температура 4) давление	4
18	Самым подвижным ионом в водных растворах является ион: 1) Li^+ 2) Cs^+ 3) H_3O^+ 4) OH^-	3
19	Раствором какой соли заполняют солевой мостик при приготовлении гальванического элемента? 1) KCl 2) K_2SO_4 3) Na_3PO_4 4) NaNO_3	1
20	Поскольку ионы водорода в водных растворах гидратированы с образованием H_3O^+ , то их подвижность: 1) сравнительно низка; 2) примерно в 10 раз выше подвижности других ионов 3) примерно такая же как подвижность других катионов	2
21	Какие электроды используются в лабораторной практике в качестве электродов сравнения? 1) первого рода 2) второго рода 3) амальгамные 4) редокс-электроды	2
22	Какой электрод можно использовать и как электрод сравнения, и как индикаторный электрод при определении pH раствора? 1) хлорсеребряный 2) хингидронный 3) водородный 4) амальгамный	3
23	В каком из этих электродов металл электрода контактирует со своим труднорастворимым соединением: 1) первого рода 2) второго рода 3) газовом 4) амальгамном	2
24	Какой из этих электродов можно использовать как индикаторный при определении pH раствора? 1) первого рода 2) амальгамный 3) каломельный 4) стеклянный	4
25	Как должен быть составлен элемент, чтобы в нем протекала реакция $\text{Zn} + 2 \text{Fe}^{3+} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Fe}^{2+}$? 1) $\text{Pt} \text{Zn} \text{Zn}^{2+} \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+} \text{Pt}$ 2) $\text{Pt} \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+} \text{Zn}^{2+} \text{Zn} \text{Pt}$ 3) $\text{Cu} \text{Zn} \text{Zn}^{2+} \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+} \text{Cu}$	1

	4) Pt Zn Zn ²⁺ Fe ²⁺ Fe ³⁺ Pt	
26	К электродам II рода относят: 1) медный электрод Cu ²⁺ /Cu 2) водородный электрод 2H ⁺ /H ₂ (Pt) 3) хлорсеребряный электрод Ag/AgCl/Cl ⁻ 4) цинковый электрод Zn ²⁺ /Zn	3
27	Для измерения рН желудочного содержимого можно взять в качестве индикаторного электрода: 1) стеклянный 2) хлорсеребряный 3) каломельный 4) графитовый	1
28	К индикаторным электродам относят: 1) редокси-электрод 2) хлорсеребряный электрод 3) стеклянный электрод 4) каломельный электрод	3
29	К электродам сравнения относят: 1) Водородный электрод 2) Хлорсеребряный электрод 3) Стеклянный электрод 4) Хингидронный электрод	2
30	Какой из этих параметров оказывает наибольшее влияние на величину электродного потенциала: 1) природа электрода 2) концентрация электролита 3) температура 4) давление	1
31	Из приведенных записей электродов выберите электрод II рода: 1) Zn ²⁺ /Zn 2) Pt/Hg/Hg ₂ Cl ₂ /Cl ⁻ 3) (Pt) H ₂ /2H ⁺ 4) (Pt) Sn ⁴⁺ /Sn ²⁺	2
32	По приведенным схемам электрохимических элементов укажите, какой из них можно использовать для потенциометрического измерения рН: 1) Zn ²⁺ /Zn//Cu ²⁺ /Cu ⁺ 2) Cu/Cu ²⁺ // Cu ²⁺ /Cu ⁺ 3) Al/Al ³⁺ //Fe ²⁺ /Fe 4) (Pt) H ₂ /2H ⁺ //Cl ⁻ /AgCl/Ag ⁺	4
33	Сравните рН водных растворов хлорида аммония(I) и хлорида калия(II) одинаковых концентраций 1) рН _I = рН _{II} 2) рН _I < рН _{II} 3) рН _I ≈ рН _{II} 4) рН _I > рН _{II}	2
34	Сравните рН растворов гидроксида натрия с концентрацией 0,1 моль/л (I) и раствора ацетата натрия такой же концентрации (II): 1) рН _I = рН _{II} 2) рН _I < рН _{II} 3) рН _I >> рН _{II} 4) рН _I > рН _{II}	4

35	<p>Зона буферного действия кислотной буферной системы HA/A^- ограничена интервалом:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $\text{p}K_a (\text{A}^-) \pm 1$ 2) $\text{p}K_a (\text{HA}) \pm 1$ 3) $\text{pOH} \pm \text{p}K_b$ 4) $\text{pOH} + \text{pH}$ 	2
36	<p>Для расчета pH буферной системы HA/A^- используют уравнение, вытекающее из закона действующих масс:</p> $\text{pH} = \text{p}K_a - \frac{C_{\text{к}}}{C_{\text{с.о.}}}$ <ol style="list-style-type: none"> 1) 2) $\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{C_{\text{с.о.}}}{C_{\text{к}}}$ 3) $\text{pH} = \text{p}K_a \pm 1$ 4) $\text{pH} = \text{p}K_a - \lg \frac{C_{\text{с.о.}}}{C_{\text{к}}}$ 	2
37	<p>Зона буферного действия может быть рассчитана по формуле:</p> $\text{pH} = \text{p}K_a - \frac{C_{\text{к}}}{C_{\text{с.о.}}}$ <ol style="list-style-type: none"> 1) 2) $\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{C_{\text{с.о.}}}{C_{\text{к}}}$ 3) $\text{pH} = \text{p}K_a \pm 1$ 4) $\text{pH} = \text{p}K_a - \lg \frac{C_{\text{с.о.}}}{C_{\text{к}}}$ 	3
38	<p>Ацетатный буфер могут образовывать следующие пары веществ:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$, взяты в эквивалентных количествах 2. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCl}$ 3. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$; NaOH – в избытке 4. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{HCl}$, взяты в эквивалентном количестве 	1
39	<p>От какого фактора преимущественно зависит pH буферного раствора?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) от давления 2) от разбавления 3) от концентрации веществ, входящих в буферную систему 4) от отношения концентраций компонентов буферной системы 	4
40	<p>От какого фактора преимущественно зависит буферная емкость раствора?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) от давления 2) от разбавления 3) от концентрации веществ, входящих в буферную систему 4) от отношения концентраций компонентов буферной системы 	2
41	<p>Можно ли приготовить аммиачно-аммонийный буферный раствор с $\text{pH} = 6,5$? ($\text{p}K_a (\text{NH}_4^+) = 9,25$)</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) можно, 2) нельзя, 3) можно при добавлении калий хлорида, 4) можно при достаточном разбавлении. 	2

42	Какие пары веществ могут быть взяты для приготовления буферных растворов: 1) $\text{HPO}_3 + \text{KNO}_3$; 2) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3$; 3) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KHSO}_4$; 4) $\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$	4
43	Какая кислотно-основная пара является одной из буферных систем крови: 1) $\text{H}_3\text{BO}_3 - \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ 2) $\text{NH}_3 - \text{NH}_4\text{Cl}$ 3) $\text{KH}_2\text{PO}_4 - \text{K}_2\text{HPO}_4$ 4) $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{CH}_3\text{COOK}$	3
44	Какая кислотно-основная пара является одной из буферных систем крови: 1) $\text{HCOOH} - \text{HCOONa}$ 2) $\text{NH}_3 - \text{NH}_4\text{Cl}$ 3) $\text{H}_3\text{BO}_3 - \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ 4) $\text{H}_2\text{B} - \text{H}_2\text{BO}_2$	4
45	Какие пары веществ могут быть взяты для приготовления буферных растворов? 1) $\text{KNO}_3 + \text{HNO}_3$; 2) $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$; 3) $\text{HOH} + \text{HCl}$; 4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KHSO}_4$	2
46	Можно ли приготовить аммиачный буферный раствор с $\text{pH} = 3,5$? ($\text{pK}_a(\text{NH}_4^+) = 9,25$) 1) можно при добавлении натрия хлорида, 2) нельзя, 3) можно, 4) можно при достаточной концентрации компонентов	2
47	Можно ли приготовить пропионатный буферный раствор с $\text{pH} = 4,5$? ($\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}) = 5,2$) 1) можно, 2) нельзя, 3) можно при добавлении кальция хлорида, 4) можно при достаточном разбавлении.	1
48	Какая кислотно-основная пара является одной из буферных систем крови: 1) $\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{NaHCO}_3$ 2) $\text{NH}_3 - \text{NH}_4\text{Cl}$ 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} - \text{C}_2\text{H}_5\text{COONa}$ 4) $\text{HCOOH} - \text{HCOONa}$	1
49	У какого из представленных растворов буферная емкость больше: 1) $\text{CH}_3\text{COOH} (C = 0,1 \text{ M}) + \text{CH}_3\text{COONa} (C = 0,1 \text{ M})$ 2) $\text{CH}_3\text{COOH} (C = 0,01 \text{ M}) + \text{CH}_3\text{COONa} (C = 0,01 \text{ M})$ 3) $\text{CH}_3\text{COOH} (C = 0,055 \text{ M}) + \text{CH}_3\text{COONa} (C = 0,055 \text{ M})$ 4) $\text{CH}_3\text{COOH} (C = 0,02 \text{ M}) + \text{CH}_3\text{COONa} (C = 0,02 \text{ M})$	1
50	Какие пары веществ могут быть взяты для приготовления буферных растворов:	4

	1) $\text{HNO}_3 + \text{KNO}_3$; 2) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3$; 3) $\text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$; 4) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$	
51	Можно ли приготовить ацетатный буферный раствор с $\text{pH} = 6,8$? ($\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$) 1) можно, 2) нельзя, 3) можно при добавлении кальций хлорида, 4) можно при достаточном разбавлении.	2
52	Можно ли приготовить фосфатный буферный раствор с $\text{pH} = 8$? ($\text{pK}_a = 7,12$) 1) можно, 2) можно при добавлении кальций хлорида, 3) нельзя, 4) можно при достаточном разбавлении.	1
53	Фосфатный буферный раствор могут образовывать следующие пары веществ: 1. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH}$, взяты в эквивалентных количествах 2. $\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{KH}_2\text{PO}_4$, взяты в эквивалентных количествах 3. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$, взяты в эквивалентных количествах 4. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$, взяты в эквивалентном количестве	2
54	Можно ли приготовить ацетатный буферный раствор с $\text{pH} = 5,2$? ($\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$) 1) можно, 2) нельзя, 3) можно при добавлении кальций хлорида, 4) можно при достаточном разбавлении.	1
55	Какая кислотно-основная пара является одной из буферных систем крови: 1) $\text{NH}_3 - \text{NH}_4\text{Cl}$ 2) $\text{H}_3\text{BO}_3 - \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ 3) $\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{KHCO}_3$ 4) $\text{HCOOH} - \text{HCOONa}$	3
56	При добавлении к буферной системе небольших количеств сильной кислоты ее значения pH : 1) Сохраняется неизменным 2) Незначительно понижается 3) Незначительно повышается 4) Резко возрастает	2
57	При добавлении к буферной системе небольших количеств сильного основания ее значения pH : 1) Сохраняется неизменным 2) Незначительно понижается 3) Незначительно повышается 4) Резко падает	3
58	Какие из перечисленных веществ могут быть взяты для приготовления буферных растворов: 1) $\text{KOH} + \text{KCl}$ 2) $\text{HCl} + \text{KCl}$ 3) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$ 4) $\text{KCl} + \text{NaNO}_3$	3

59	<p>С какими значениями рН можно приготовить бикарбонатный буфер, если $pK_a(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,52$?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) рН = 2 2) рН = 9 3) рН = 7 4) рН = 4 	3
60	<p>При концентрировании буферных систем их значение рН:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) резко увеличивается 2) резко уменьшается 3) остаются практически неизменным 4) сохраняется абсолютно 	3
61	<p>С какими значениями рН можно приготовить аммиачный буфер, если $pK_a(\text{NH}_4^+) = 9,25$?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) рН = 10 2) рН = 7 3) рН = 12 4) рН = 6 	1
62	<p>Аммонийно-аммиачную буферную систему могут образовывать следующие пары веществ:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{HCl}$; HCl – в недостатке 2. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{HCl}$, взяты в эквивалентном количестве 3. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH}$, взяты в эквивалентном количестве 4. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_3$, взяты в эквивалентном количестве 	4
63	<p>Буферный раствор - это:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) раствор соли сильного основания и слабой кислоты и соответствующего основания 2) раствор сильной кислоты и избытка слабого основания. 3) раствор, способный поддерживать постоянство состава при добавлении к нему других веществ. 4) раствор, способный поддерживать постоянство рН при добавлении небольших количеств сильных кислот или оснований, а также при разбавлении. 	2, 4
64	<p>В соответствии с кривой потенциометрического титрования максимальное буферное действие окислительно-восстановительной буферной системы $\text{Ox} + \text{Red} \leftrightarrow \text{Ox} + \text{Red}$ реализуется, когда:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $a(\text{Ox}) \approx a(\text{Red})$ 2) $\lg \frac{a_{\text{ox}}}{a_{\text{Red}}} > 0$ 3) $E < E^0$ 4) $\lg \frac{a_{\text{ox}}}{a_{\text{Red}}} < 0$ 	1
65	<p>Уравнение Нернста для хлорсеребряного электрода:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \alpha_{\text{Cl}^-}$ 2) $E = \frac{\Delta G}{nF}$ 3) $E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \alpha_{\text{Cl}^-}$ 4) $E = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{\alpha_{\text{Cl}^-}}{\alpha_{(\text{Cl}_2)}^{1/2}}$ 	1

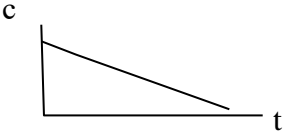
66	<p>Для расчета pH буферной системы HA / A^- используют уравнение, вытекающее из закона действующих масс:</p> <p>1) $\text{pH} = \text{pK} - \lg \frac{C_{\text{с.о.}}}{C_{\text{к}}}$</p> <p>2) $\text{pH} = \text{pK} + \lg \frac{C_{\text{с.о.}}}{C_{\text{к}}}$</p> <p>3) $\text{pH} = \text{pK}_a$</p> <p>4) $\text{pOH} = \text{pK}_b$</p>	2
----	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	---

Тема: «Кинетика химических реакций. Интегральные уравнения различных порядков. Зависимость скорости реакции от температуры. Сложные реакции. Катализ»

№ ОС	Задание	ответ
1	<p>Химическая кинетика изучает:</p> <p>1) превращение одних форм энергии в другие;</p> <p>2) вероятность протекания самопроизвольных и несамопроизвольных химических процессов;</p> <p>3) скорость и механизм протекания химических реакций в зависимости от различных факторов</p>	3
2	<p>Молекулярность реакции определяют по:</p> <p>1) начальной стадии</p> <p>2) конечной стадии</p> <p>3) элементарной стадии</p>	3
3	<p>Имеет ли размерность (единицы измерения) константа скорости реакции?</p> <p>1) не имеет размерности</p> <p>2) имеет размерность скорости</p> <p>3) размерность определяется интегральной формой кинетического уравнения для различных порядков реакции</p> <p>4) зависит от условий протекания реакции</p>	3
4	<p>Скорость гомогенной каталитической реакции не зависит от:</p> <p>1) природы катализатора</p> <p>2) концентрации катализатора</p> <p>3) площади поверхности катализатора</p> <p>4) способности катализатора участвовать в реакции</p> <p>5) температуры</p>	3
5	<p>Какая из приведенных реакций мономолекулярна:</p> <p>1) $2 \text{NO}_2 \rightarrow 2 \text{NO} + \text{O}_2$</p> <p>2) $2 \text{NO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>3) $\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{NO}_2$</p> <p>4) $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$</p>	3
6	<p>Скоростью химической реакции будет являться:</p> <p>1) Изменение концентрации любого из участников реакции в единицу времени (при постоянном давлении)</p> <p>2) Изменение концентрации любого из участников реакции в единицу времени (при постоянном объеме)</p> <p>3) Изменение числа молей любого из участников реакции в единицу времени</p>	2

	(при постоянном давлении) 4) Изменение числа молей любого из участников реакции в единицу времени (при постоянном объёме)	
7	Какой знак имеет величина скорости реакции: 1) Всегда положительна 2) Положительна, если выражена через изменение концентрации продуктов реакции и отрицательна, если выражена через изменение концентрации исходных веществ 3) Зависит от механизма реакции (в случае обратимой реакции скорость положительна для прямой стадии и отрицательна для обратной) 4) Все ответы неверны	1
8	Скорость газофазной реакции $I_2 + H_2 \rightarrow 2 HI$ можно определить как: 1) $v = \frac{dC_{HI}}{d\tau} = \frac{dC_{H_2}}{d\tau} = \frac{dC_{I_2}}{d\tau}$ 2) $v = -\frac{dC_{HI}}{d\tau} = \frac{dC_{H_2}}{d\tau} = \frac{dC_{I_2}}{d\tau}$ 3) $v = \frac{dC_{HI}}{d\tau} = -\frac{dC_{H_2}}{d\tau} = -\frac{dC_{I_2}}{d\tau}$	3
9	Порядком реакции является: 1) Сумма стехиометрических коэффициентов при продуктах в уравнении реакции 2) Сумма стехиометрических коэффициентов при исходных веществах в уравнении реакции 3) Сумма стехиометрических коэффициентов при исходных веществах в уравнении элементарной реакции 4) Сумма всех стехиометрических коэффициентов в уравнении элементарной реакции	3
10	Могут ли порядок реакции и молекулярность быть дробными величинами? 1) Нет 2) Да 3) Порядок – да, молекулярность – нет 4) Порядок – нет, молекулярность - да	3
11	Для реакции первого константы скорости имеют следующую размерность: 1) моль·л ⁻¹ ·с ⁻¹ 2) мин ⁻¹ 3) л· моль ⁻¹ ·с ⁻¹ ; 4) л· моль·с	2
12	Зависимость скорости реакции от температуры описывает уравнением: 1) Аррениуса 2) Кирхгофа 3) Штаудингера 4) Гесса	1
13	Скорость элементарной химической реакции с увеличением времени её протекания: 1) увеличивается 2) уменьшается 3) изменяется неоднозначно 4) не изменяется	2

14	<p>Константа скорости химической реакции зависит от следующих факторов:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) время, температура, концентрация участников реакции; 2) концентрация участников реакции, температура; 3) время, механизм реакции, температура; 4) механизм реакции, температура 	4
15	<p>Если температура, константы скорости и начальные концентрации исходных веществ одинаковы, то реакция какого порядка завершится раньше?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) нулевого 2) первого 3) второго 4) третьего 	1
16	<p>При увеличении начальной концентрации исходного вещества в два раза время полупревращения в реакции нулевого порядка:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) увеличится в два раза 2) уменьшится в два раза 3) увеличится в четыре раза 4) не изменится 	1
17	<p>При уменьшении начальной концентрации исходного вещества в два раза время полупревращения в реакции второго порядка:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) увеличится в два раза 2) уменьшится в два раза 3) увеличится в четыре раза 4) не изменится 	1
18	<p>Для определения константы скорости реакции второго порядка графическим методом следует построить график в координатах:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $\ln C - t$ 2) $1/C - t$ 3) $1/C^2 - t$ 4) $C - 1/t$ 	2
19	<p>Дифференциальный метод Вант-Гоффа позволяет определить:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) порядок и молекулярность реакции 2) порядок и скорость реакции 3) порядок и энергию активации 4) порядок и константу скорости 	4
20	<p>Для определения порядка реакции дифференциальным методом Вант-Гоффа используют график в координатах:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $\ln C - \ln t$ 2) $1/C - t$ 3) $\ln v - \ln C$ 4) $\ln k - 1/t$ 	3
21	<p>При определении порядка химической реакции графическим методом получили линейную зависимость в координатах «$C - t$». Какой порядок имеет данная реакция?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) нулевой 2) первый 3) второй 4) третий 	1
22	<p>При определении порядка химической реакции графическим методом получили линейную зависимость в координатах «$1/C^2 - t$». Какой порядок имеет данная реакция?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) нулевой 2) первый 	4

	3) второй 4) третий	
23	Имеется кинетическая кривая изменения концентрации реагента. Реакция 1-го порядка. Средняя скорость - это (выбрать вариант расчета): 1) $-dc/dt$; 2) $-\Delta c/\Delta t$; 3) k_c ; 4) подходят все варианты.	2
24	Имеется кинетическая кривая изменения концентрации реагента. Реакция 1-го порядка. Мгновенная скорость - это (выбрать вариант расчета): 1) $-dc/dt$; 2) $-\Delta c/\Delta t$; 3) k_c ; 4) подходят все варианты.	1
25	Что называется молекулярностью химической реакции: 1) показатель степени при концентрации в дифференциальном уравнении скорости 2) показатель степени при концентрации в уравнении ЗДМ 3) число частиц, принимающих участие в элементарном акте химического взаимодействия 4) число молекул, пересекающих вершину активационного барьера за 1 секунду	3
26	Для какого порядка реакции скорость не зависит от начальной концентрации реагента? 1) 0 2) 1 3) 2 4) 3	1
27	Для какого порядка реакции время полупревращения не зависит от начальной концентрации реагента? 1) 0 2) 1 3) 2 4) 3	2
28	Приведена кинетическая кривая изменения концентрации реагента в ходе реакции. Какой порядок реакции?  1) 0, 2) 1, 3) 2, 4) 3	1
29	Константа скорости химической реакции: 1) скорость реакции при $T = 298K$; 2) скорость реакции при $T = 0^\circ C$; 3) скорость реакции при концентрациях (парциальных давлениях) всех участников реакции, равных по единице и $T = 298K$; 4) скорость реакции при концентрациях (парциальных давлениях) всех участников реакции, равных по единице при любой постоянной температуре.	4
30	Соотношение между константами скоростей прямой (k_1) и обратной (k_2) реакции для обратимой реакции $A \leftrightarrow B$ имеет вид: 1) $k_1/k_2 = C_B/C_A = K_c$ 2) $k_2/k_1 = C_B/C_A = K_c$ 3) $k_2/k_1 = C_A/C_B = K_c$ 4) $k_1/k_2 = C_A/C_B = K_c$	1

31	Укажите соотношение для расчета времени полупревращения реакции $2A \rightarrow P$: 1) $\tau_{1/2} = 1/kc_0$ 2) $\tau_{1/2} = \ln 2/k$ 3) $\tau_{1/2} = 3/2kc_0^2$ 4) $\tau_{1/2} = c_0 / 2 \cdot k$	1
32	Скорость реакции нулевого порядка в растворе зависит от: 1) температуры; 2) концентрации реагирующего вещества первой степени; 3) наличия катализатора; 4) концентрации реагирующего вещества второй степени; 5) объема системы.	1
33	Зависимость $C_A = C_A(t)$ для реакции $A \rightarrow B$: 1) линейная; 2) экспоненциальная; 3) логарифмическая; 4) степенная.	2
34	Реакции, в которых исходные вещества реагируют одновременно в нескольких направлениях, называются: 1) односторонними 2) последовательными 3) параллельными 4) изолированными	3
35	С увеличением энергии активации скорость реакции: 1) остается неизменной 2) увеличивается 3) уменьшается 4) проходит через максимум	3
36	Какая из реакций с указанными энергиями активации (кДж/моль) протекает с меньшей скоростью: 1) 70 2) 100 3) 40 4) 50	2
37	Какая из двух реакций протекает в присутствии катализатора, если для 1-ой реакции $-dc/dt = 5 \cdot 10^{-2}$ моль/л·мин, для 2-ой реакции $-dc/dt = 5 \cdot 10^{-3}$ моль/л·мин 1) 1; 2) 2 3) обе реакции протекают в присутствии катализатора	1
38	Как называется энергия необходимая для эффективного столкновения молекул при начале химической реакции: 1) электродвижущая сила 2) кинетическая энергия 3) энергия активации 4) потенциальная энергия	3
39	В соответствии с принципом лимитирующей стадии химической реакции: 1) скорость любой сложной химической реакции определяется скоростью самой медленной ее стадии 2) скорость любой сложной химической реакции определяется скоростью самой быстрой ее стадии	1

	<p>3) скоростью самой медленной стадии определяется скорость сложной химической реакции, если она состоит из ряда параллельных реакций</p> <p>4) скоростью самой быстрой стадии определяется скорость сложной химической реакции, если она состоит из ряда параллельных реакций</p>	
40	<p>Энергией активации химической реакции называется:</p> <p>1) минимальное количество энергии, которым должен обладать 1 моль реагирующих веществ, для того, чтобы прошла данная реакция</p> <p>2) минимальный избыток энергии по сравнению со средней энергией молекул, которым должен обладать 1 моль вещества для того, чтобы прошла данная реакция</p> <p>3) минимальное количество энергии, которое выделится (или поглотится) при протекании данной реакции в расчете на 1 моль реагирующих веществ</p> <p>4) минимальная разница между энергией продуктов реакции и исходных веществ, которую необходимо сообщить 1 моль реагирующих веществ, для того, чтобы прошла данная реакция</p>	2
41	<p>Уравнение, показывающее взаимосвязь между температурным коэффициентом скорости уравнения Вант-Гоффа и энергией активации для двух температур (Т и Т+10):</p> <p>1) $\gamma_{10} = \frac{K_{T+10}}{K_T}$</p> <p>2) $\gamma_{10} = E_a / RT (T + 10)$</p> <p>3) $\ln \gamma_{10} = E_a / R (1/T - 1/(T + 10))$</p> <p>4) $\ln \gamma_{10} = \frac{10 E_a}{RT (T + 10)}$</p>	4
42	<p>Предэкспоненциальный множитель (А) в уравнении Аррениуса определяется с учетом:</p> <p>1) общего числа соударений между молекулами реагирующих веществ;</p> <p>2) пространственной ориентации сталкивающихся молекул;</p> <p>3) числа столкновений между молекулами и вероятности того, что сталкивающиеся молекулы благоприятно ориентированы в пространстве.</p>	3
43	<p>Как рассчитывается доля активных частиц химической реакции:</p> <p>1) $\Delta N/N = e^{-E_a/RT}$</p> <p>2) $A = k_0 \cdot e^{\Delta S/R}$</p> <p>3) $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$</p>	1
44	<p>Каков физический смысл трансмиссионного коэффициента в основном уравнении химической кинетической теории активированного комплекса:</p> <p>1) равен частоте эффективных соударений;</p> <p>2) определяет пространственную ориентацию молекул;</p> <p>3) равен доле активированных комплексов, пересекающих вершину энергетического барьера вдоль координаты реакции в единицу времени и в единицу объема.</p>	3
45	<p>В уравнении Арениуса $k = A \exp(-E_a/RT)$ А является:</p> <p>1) параметром уравнения,</p>	4

	<p>2) предэкспоненциальным множителем, 3) общим числом соударений (по теории активных соударений), 4) всеми перечисленными определениями</p>	
46	<p>Уравнение Аррениуса $k = A \exp(-E_a/RT)$ – это 1) зависимость энергии активации от температуры, 2) зависимость константы скорости от энергии активации, 3) зависимость константы скорости от температуры, 4) зависимость числа соударений от температуры.</p>	3
47	<p>Реакция $A \leftrightarrow B$. Что изменится в этой реакции, если она будет протекать в присутствии катализатора? 1) А полностью превратится в В, 2) быстрее наступит состояние равновесия, 3) увеличится равновесная концентрация вещества В, 4) увеличится равновесная концентрация вещества А.</p>	2
48	<p>В каких координатах должна быть представлена зависимость для графического определения энергии активации? 1) $\ln k - 1/T$; 2) $k - T$; 3) $\ln k - T$; 4) $k - 1/T$.</p>	1
49	<p>Для реакции $A \leftrightarrow B$ $\Delta G > 0$. Как будет протекать эта реакция в присутствии катализатора? 1) реакция будет протекать с большой скоростью, 2) произойдет полное превращение А в В, 3) установятся равновесные концентрации А и В, 4) реакция не пойдет.</p>	4
50	<p>Реакцию проводили в отсутствие (1) и при наличии катализатора (2). Энергии активации реакций 75 кДж/моль и 100 кДж/моль. Подберите E_a для 1 и 2 реакций. 1) 75 кДж/моль, 100 кДж/моль, 2) 100 кДж/моль, 75 кДж/моль, 3) E_a не зависит от введения катализатора, у обеих реакций энергия активации одинакова</p>	2
51	<p>Реакция $A \leftrightarrow B$. Какие вещества будут в реакционной смеси после окончания реакции в отсутствие (1) и при наличии катализатора (2)? 1) 1 - $A_{\text{равн.}}$ и $B_{\text{равн.}}$; 2 - В; б) 1- В; 2 - В; 3) 1- В; 2- $A_{\text{равн.}}$ и $B_{\text{равн.}}$; 4) $A_{\text{равн.}}(1) = A_{\text{равн.}}(2)$, $B_{\text{равн.}}(1) = B_{\text{равн.}}(2)$.</p>	4
52	<p>Введение катализатора в реакцию сопровождается: 1) увеличением скорости реакции, 2) снижением энергии активации процесса, 3) возможностью осуществления термодинамически невыгодных реакций, 4) все перечисленные характеристики верны.</p>	1, 2
53	<p>Уравнение Аррениуса можно представить в виде:</p>	2

	$k = A \exp\left(-\frac{E}{RT}\right)$ 1) $\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$ 2) $d \ln k = -\frac{E}{RT^2} dT$ 3) $\ln k = -\frac{E}{RT} + C$ 4)	
55	Скорость гетерогенной каталитической реакции зависит от: 1) природы катализатора 2) температуры катализатора 3) площади поверхности катализатора 4) способности катализатора участвовать в реакции 5) от всех вышеперечисленных факторов	5
56	Реакция 2-го порядка протекает по механизму 1-го порядка при условии: 1) концентрация одного из реагентов значительно больше второго, 2) концентрации исходных реагентов равны, 3) наличие катализаторов, 4) при всех указанных выше условиях.	1

Задачи

№ ОС	Задание	Ответ
001	Найти изменение энтропии при нагревании 5 моль глицерина ($C_3H_8O_3$) от $0^\circ C$ до $100^\circ C$. Принять $C_{p,T} = C_{p,298} = 223,56$ Дж/моль·К. Ответ дать в формате ХХХ,ХХ. При решении значения не округлять, брать до первого знака после запятой.	223,56
002	4 г водорода занимают при $180^\circ C$ объем 3 л. Определить работу при изотермическом расширении этого количества водорода до объема 4, 8 л. Работу рассчитать в кДж. Ответы не округлять, при решении брать значения до первого знака после запятой, итоговый ответ дать в формате Х.	3
003	При температуре 300 К диоксид углерода изотермически и обратимо расширяется от $1 \cdot 10^{-2}$ до $1 \cdot 10^{-1}$ м ³ . Теплота, поглощенная при этом, равна 17,26 кДж. Какое количество вещества CO_2 участвует в этом процессе (газ ведет себя как идеальный)?	3
004	Определить работу (в кДж), необходимую для изотермического сжатия 1 моль диоксида углерода от давления, равного $1,02 \cdot 10^5$ Па, до давления, равного $35,7 \cdot 10^5$ Па при $20^\circ C$. Ответ дать в формате - Х,Х.	- 8,6
005	Найти изменение энтропии (Дж/К) при нагревании 1г пара H_2O при постоянном давлении от $100^\circ C$ до $150^\circ C$, если удельная теплоемкость пара	0,238

	при постоянном давлении $C_p = 1,99$ Дж/гК. Ответы не округлять, при решении брать значения до второго знака после запятой, итоговый ответ дать в формате X,XXX.	
006	При 95°C давление паров нафталина равно 2066 Н/м ² . Считая, что вода и нафталин практически нерастворимы друг в друге, определить какое количество дистиллата необходимо собрать, перегоняя нафталин с водяным паром, чтобы получить 20 г чистого нафталина (C_{10}H_8). Давление паров воды при указанной температуре равно $84512,9$ Н/м ² . Ответы не округлять, при решении брать значения до второго знака после запятой, итоговый ответ дать в формате XXX.	135
007	Давление паров жидкой несмешивающейся системы диэтиланилин - вода равно $101,3$ кПа при $99,4^{\circ}\text{C}$. Давление паров воды при этой температуре равно $98,6$ кПа. Какова масса пара, необходимая для перегонки $0,1$ кг диэтиланилина ($\text{C}_{10}\text{H}_{15}\text{N}$)? Ответы не округлять, при решении брать значения до второго знака после запятой, итоговый ответ дать в формате X,XX.	0,44
008	Нерастворимый в воде нитробензол перегоняется с водяным паром при температуре $99,3^{\circ}\text{C}$ при давлении $101,3$ кПа. Давление паров воды при данной температуре $98,7$ кПа. Сколько моль воды приходится на $0,1$ моль нитробензола в дистиллате? Ответы не округлять, при решении брать значения до второго знака после запятой, итоговый ответ дать в формате X,XX.	3,79
009	Некоторое количество вещества, растворенное в 100 г бензола, понижает температуру его замерзания на $1,28$ °С. То же количество вещества, растворенное в 100 г воды, понижает температуру замерзания на $1,395$ °С. В воде вещество полностью диссоциировано. На сколько ионов вещество диссоциирует в водном растворе? Ответ дать в виде целого числа.	3
010	Раствор $0,81$ г углеводорода $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ в 190 г бромэтана замерзает при $9,47^{\circ}\text{C}$. Температура затвердевания чистого бромэтана составляет $10,00^{\circ}\text{C}$, его криоскопическая постоянная равна $12,5$ К·кг·моль ⁻¹ . Найдите число n . Ответ дать в виде целого числа.	7
011	При растворении 25 г неэлектролита в 1000 г воды получается раствор, замерзающий при $-1,55^{\circ}\text{C}$. Определить молярную массу растворенного вещества. Ответ дать в виде целого числа.	30
012	Каково давление насыщенного пара бензола над жидкой смесью его с толуолом, если мольная доля толуола в растворе равна $0,60$, а давление пара чистого бензола $51,3$ кПа? Ответ дать в формате XX,X	20,5
014	Чему равна мольная доля пара бензола над жидкой смесью толуола с бензолом, если парциальное давление толуола $P_{(\text{толуол})} = 11,1$ кПа и общее давление пара раствора $P_{\text{общ}} = 31,66$ кПа? Ответ дать в формате X,XX	0,65
015	Чему равна мольная доля пара толуола над жидкой смесью толуола с бензолом, если парциальное давление толуола $P_{(\text{толуол})} = 11,1$ кПа и общее давление пара раствора $P_{\text{общ}} = 31,66$ кПа? Ответ дать в формате X,XX	0,35

016	Каково молярное соотношение C_6H_5Br и H_2O в дистилляте $\frac{v_{C_6H_5Br}}{v_{H_2O}}$, если $P_{общ.} = 101,3 \text{ кПа}$, $P_{C_6H_5Br}^0 = 16,1 \text{ кПа}$ при температуре $95,2^\circ\text{C}$? Ответ дать в формате X,XXX.	0,188
017	Какое количество пароводяной воды (моль) необходимо для перегонки 1 моль органической жидкости при 90°C и давлении 101,3 кПа. $P_{H_2O}^0 = 67000 \text{ Па}$	1,95
018	Вычислить энтропию испарения бензола при температуре кипения 353К, если теплота испарения $\Delta H = 30,9 \text{ кДж/моль}$. Ответ дать (Дж/моль·К) в формате XX,X.	87,5
019	Вычислить энтропию плавления $H_2O_{кр.}$, если при $T_{пл} = 273 \text{ К}$, теплота плавления $\Delta H = 6,02 \text{ кДж/моль}$. Ответ дать (Дж/моль·К) в формате XX.	22
020	Чему равно давление пара бензола над раствором с мольной долей толуола 0,6, если общее давление пара над раствором 31,6 кПа, а давление пара чистого толуола 18,5 кПа? Ответ дать в формате XX,X.	20,5
021	Во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры от 25° до 55°C ? Температурный коэффициент равен 4.	64
022	Во сколько раз увеличивается скорость прямой реакции $2SO_2(г) + O_2(г) \rightarrow 2SO_3(г)$ при увеличении общего давления в три раза, если считать, что реакция является простой?	27
023	Скорость реакции увеличилась в 124 раза, $\gamma = 2,8$. На сколько градусов была повышена температура? При решении брать значения до третьего знака после запятой, ответ дать в формате XX,X.	46,8
024	Во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры от 20° до 50°C ? Температурный коэффициент равен 3.	27
025	Вычислите ионную силу водного раствора $MgCl_2$ с концентрацией 0,1 моль/л.	0,3
026	Вычислите ионную силу водного раствора $CuSO_4$ с концентрацией 0,02 моль/л.	0,08
027	Во сколько раз ионная сила водного раствора $Mg(NO_3)_2$ выше ионной силы раствора $AgNO_3$ той же концентрации? Ответ дать в виде целого числа.	3
028	Вычислите ионную силу водного раствора, содержащего 0,1 моль/л KNO_3 и 0,1 моль/л HNO_3 .	0,2
029	Константа диссоциации азотистой кислоты равна $5 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Вычислить степень диссоциации кислоты в растворе с $C(HNO_2) = 0,05$ моль/л. Ответ дать в формате X,X.	0,1
030	Константа диссоциации азотистой кислоты равна $5 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Вычислить pH раствора с $C(HNO_2) = 0,05$ моль/л. Ответ дать в формате X,X	2,3
031	Значение константы диссоциации молочной кислоты $CH_3CH(OH)COOH$ равно $1,38 \cdot 10^{-4}$. Вычислить степень диссоциации кислоты в растворе с $C(\text{кислоты}) = 0,345$ моль/л. Ответ дать в формате X,XX.	0,02
032	Значение константы диссоциации молочной кислоты $CH_3CH(OH)COOH$ равно $1,38 \cdot 10^{-4}$. Чему равен pH, если концентрация анионов кислоты равна $1 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Ответ дать в формате X.	2
033	Рассчитайте ионную силу раствора, полученного внесением: 0,005 моль $NaCl$ и 0,1 моль Na_2SO_4 в 100 г воды. Ответ дать в формате X,XX	3,05
034	Абсолютные скорости движения ионов Na^+ и Cl^- в растворе $NaCl$ с $C = 0,1$	0,01

	моль/л при 298 К соответственно равны $42,6 \cdot 10^{-9}$ и $68 \cdot 10^{-9}$ м ² /В·с. Рассчитать молярную электропроводность этого раствора. Ответ дать в формате X,XX.	
035	Постоянная ячейки для измерения электропроводности равна 22,81 м ⁻¹ ; при заполнении ячейки 0,0025 моль/л раствором K ₂ SO ₄ сопротивление равно 326 Ом. Чему равна удельная электропроводность раствора? Ответ не округлять, дать в формате X,XXX.	0,069
036	В реакции первого порядка A → B + C исходная концентрация C = 0,2 моль/л, концентрация A к моменту времени 10 мин равна 0,03 моль/л. Вычислить константу скорости реакции. Ответ не округлять, дать в формате X,XXX	0,189
037	К 100 мл ацетатного буферного раствора добавили 10 мл соляной кислоты с C = 0,01 моль/л. При этом pH изменился от 5,3 до 4,8. Рассчитайте буферную емкость исходного раствора по кислоте. Ответ дать в формате X,XXX.	0,002
038	К 50 мл пропионатного буферного раствора добавили 6 мл соляной кислоты с C = 0,05 моль / л. При этом pH изменился от 5,5 до 5,0. Рассчитайте буферную емкость исходного раствора по кислоте. Ответ дать в формате X,XXXX.	0,0012
039	К 200 мл аммиачного буферного раствора добавили 20 мл натрия гидроксида с C = 0,01 моль/л. При этом pH изменился от 9,3 до 9,6. Рассчитайте буферную емкость исходного раствора по щелочи. Ответ дать в формате X,XXXX.	0,0033
040	К 100 мл аммиачного буферного раствора добавили 10 мл соляной кислоты с C = 0,01 моль/л. При этом pH изменилось от 9,3 до 9. Рассчитайте буферную емкость исходного раствора по кислоте. Ответ дать в формате X,XXXX.	0,0033
041	К 100 мл фосфатного буферного раствора добавили 20 мл раствора натрия гидроксида с C = 0,1 моль/л. При этом pH изменился от 7,2 до 7,4. Рассчитайте буферную емкость исходного раствора по щелочи. Ответ дать в формате X,X.	0,1
042	К буферному раствору, составленному из 400 мл KH ₂ PO ₄ с C = 0,1 моль/л и 200 мл раствора K ₂ HPO ₄ с C = 0,2 моль/л, добавили 100 мл соляной кислоты с C = 0,2 моль/л. Какова буферная ёмкость раствора по кислоте? Ответ дать в формате X,XXX	0.069
043	Скорость некоторой реакции возросла в 20 раз. На сколько градусов была повышена температура, если температурный коэффициент $\gamma = 2,1$? Ответы не округлять, при решения брать значения до третьего знака после запятой, итоговый ответ дать в формате XX,X	40,4
044	Разложение пероксида водорода в водном растворе протекает как реакция 1 порядка. Константа скорости этой реакции $5 \cdot 10^{-2}$ мин ⁻¹ . Определить время, за которое H ₂ O ₂ распадается на 70 %. При решении брать значения до второго знака после запятой, итоговый ответ дать в формате XX.	24
045	Простая реакция идет по уравнению: A + B = 2C. Константа скорости этой реакции при некоторой температуре равна 0,16 л·моль ⁻¹ ·час ⁻¹ . Исходные концентрации реагирующих веществ A и B соответственно равны 0,4 и 0,5 моль/л. Вычислите скорость реакции, когда прореагирует 0,1 моль/л вещества A. Ответ не округлять, дать в формате X,XXXX.	0,0192
046	Рассчитайте pH буферного раствора, составленного из 200 мл угольной кислоты с C = 0,01 моль/л и 150 мл натрия гидрокарбоната с C = 0,05 моль/л (pK _a = 6,52). Ответ округлить до целого числа и дать в формате X.	7

047	Какую массу азеотропа $\text{HCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$, приготовленного при давлении, равном 0,986 кПа, нужно добавить к воде, чтобы получить 2 л раствора HCl с концентрацией 0,5 моль/л? Массовая доля воды в азеотропе 79,76 %. Ответ дать в формате XXX,XX.	180,36
048	Рассчитайте рН буферного раствора, полученного сливанием 200 мл раствора аммиака с $C = 0,02$ моль/л и 400 мл раствора аммония хлорида с $C = 0,01$ моль/л ($\text{pK}_a = 9,25$). Ответ дать в формате X,XX	9,25
049	Рассчитайте рН буферного раствора, составленного из 100 мл раствора натрия гидрокарбоната с $C = 0,02$ моль/л и 200 мл угольной кислоты с $C = 0,01$ моль/л ($\text{pK}_a = 6,52$). Ответ дать в формате X,XX.	6,52
050	Температура кипения раствора органического вещества ($M = 173$ г/моль) в хлороформе ($\omega(\text{CHCl}_3) = 94\%$) повышается по сравнению с температурой кипения чистого хлороформа на 1,225 К. Вычислить эбулиоскопическую константу хлороформа. Значения не округлять, брать до четвертого знака после запятой, ответ дать в формате X,XX.	3,32

Вопросы для прохождения промежуточной аттестации

1. Основные понятия термодинамики: термодинамическая система (изолированная, открытая, закрытая).

Ответ: Химическая термодинамика (наука о движении тепла) – раздел химии, изучающий энергетику химических и фазовых превращений, направление протекания химических процессов, химические и фазовые равновесия. Термодинамика отвечает на вопрос о возможности протекания процесса и ничего не говорит об его скорости.

В термодинамике объектом рассмотрения всегда является система.

Термодинамическая система — любой объект природы, состоящий из достаточно большого количества частиц (не менее $10^{10} — 10^{13}$) и отделенный реальной или воображаемой границей от окружающей среды.

Или совокупность тел, способных обмениваться друг с другом веществом и энергией и по-разному взаимодействующих с окружающей средой.

Различают 3 типа термодинамических систем:

а) Изолированные системы — не могут обмениваться с окружающей средой ни энергией, ни массой. ($U = \text{const}$, $\Delta U = 0$; $m = \text{const}$, $\Delta m = 0$)

Примеры: изолированный термостат, Вселенная в целом.

б) Закрытые системы — могут обмениваться с окружающей средой энергией, но не массой. ($\Delta U \neq 0$; $m = \text{const}$, $\Delta m = 0$)

Пример закрытой системы — совокупность молекул растворенного вещества. Внешней же средой здесь является все остальное, начиная с растворителя (если он не участвует в реакции). Поэтому в химической термодинамике наиболее часто рассматривают именно закрытые системы.

в) Открытые системы — это системы, которые могут обмениваться с окружающей средой и энергией, и массой ($\Delta U \neq 0$, $\Delta m \neq 0$).

Здесь самый важный пример — живые объекты.

2. Основные понятия термодинамики: термодинамические параметры, состояние термодинамической системы, функция состояния, процесс.

Ответ: Состояние системы – совокупность физических и химических свойств системы, характеризующих ее термодинамическое состояние.

Состояние системы: равновесное, неравновесное, переходное, стационарное.

Равновесное состояние системы – все свойства системы остаются постоянными в течение как угодно большого промежутка времени, и в системе отсутствуют потоки вещества и энергии.

Стационарное состояние системы - все свойства системы остаются постоянными в течение как угодно большого промежутка времени, и в системе происходят процессы обмена с окружающей средой веществом и энергией.

Все прочие состояния системы являются, по существу, переходными — либо к равновесному, либо к стационарному состоянию.

Чтобы описать то или иное состояние, используют термодинамические характеристики.

Эти характеристики можно классифицировать двумя способами.

а) Во-первых, их делят на экстенсивные и интенсивные.

I. Экстенсивные параметры зависят от количества вещества и складываются при сложении однородных компонентов.

Примеры — объем (V), масса (m), количество вещества (n), энергия (E), относящиеся ко всей системе или к отдельным ее частям, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса.

II. Интенсивные характеристики не зависят от количества вещества и выравниваются при контакте систем или частей системы. Сюда относятся такие параметры, как температура (T), давление (P), плотность (ρ), концентрация (c).

б) Другая классификация.

I. Одни характеристики можно рассматривать как основные, которые определяют состояние вещества. Их называют параметрами состояния (функции процесса). Обычно в качестве таковых берут следующие характеристики — T , P и n , т. е. температуру, давление и количество вещества.

II. Остальные характеристики зависят от этих трех параметров, а значит, в целом от состояния системы. Поэтому их называют функциями состояния. Более полно описывают состояние системы, нельзя определить их абсолютное значение. Примеры: ΔH (энтальпия), ΔS (энтропия), ΔU (внутренняя энергия), ΔG (энергия Гиббса).

Значение любой из функций состояния не зависит от способа достижения системой данного состояния, а зависит только от самого этого состояния.

Процесс – переход системы из одного состояния в другое (любое изменение одного или нескольких параметров системы).

Процессы: изохорный ($V = \text{const}$), изобарный ($p = \text{const}$), изотермический ($T = \text{const}$), адиабатический ($Q = 0$).

3. Нулевое начало термодинамики. Первое начало термодинамики. Внутренняя энергия.

Ответ: Нулевое начало термодинамики - две системы, находящиеся в термическом равновесии (при одной и той же температуре) с третьей системой, состоят в термическом равновесии друг с другом. (обосновывает введение понятия температуры).

Внутренняя энергия U [Дж, кДж, кДж/моль]

Внутренняя энергия – сумма энергий взаимодействия (U взаимодействия) и движения (U движения) частиц, образующих систему. $U = U$ взаимодействия + U движения

Внутренняя энергия системы – это сумма энергии теплового движения молекул, внутримолекулярной энергии и энергии межмолекулярного взаимодействия.

Абсолютное значение U ни измерить, ни рассчитать нельзя. Внутренняя энергия зависит от свойств системы и является функцией состояния системы.

Изменение внутренней энергии в ходе химического процесса не зависит от пути перехода, а определяется только начальным и конечным состоянием системы

Первое начало термодинамики (I начало термодинамики): $Q = \Delta U + W$,

где ΔU – приращение (увеличение) внутренней энергии

Q – поглощенная системой теплота, Дж

W – работа, совершаемая системой, Дж

- Формулировка первого начала термодинамики

Теплота (Q), полученная системой в некотором процессе, расходуется на приращение внутренней энергии системы (ΔU) и работу (W), совершаемую системой над окружающей средой.

- Q и W - не являются функциями состояния! Зависят от пути протекания процесса.

+ ΔU – увеличение (приращение) внутренней энергии

- ΔU – уменьшение внутренней энергии

+ Q – теплота, поглощенная системой, Дж

+ W – работа, совершаемая системой, Дж

- W – работа, совершенная над системой, Дж

При изохорном процессе $Q_v = \Delta U$ – вся теплота, поглощенная системой, расходуется на увеличение ее внутренней энергии. Отсюда вытекает еще одно определение внутренней энергии: внутренняя энергия – это функция состояния, приращение которой равно теплоте, полученной системой в изохорном процессе.

Из всех видов работы, которая может совершаться системой или над системой, химиков в наибольшей степени интересует работа расширения (сжатия), которая имеет место при протекании реакции с изменением количества газообразных участников реакции: $W = p \cdot \Delta V$

4. Расчет работы и теплоты для изохорного, изобарного, изотермического процессов.

Ответ: Для расчета работы и теплоты в некруговых процессах используем первое начало термодинамики: $Q = \Delta U + W$

Изохорный процесс ($V = \text{const}$)

$$\delta W = PdV$$

$$dV = 0 = \delta W$$

$$Q_v = dU$$

$Q_v = \Delta U$ – вся теплота, поглощенная системой, расходуется на увеличение ее внутренней энергии. Отсюда еще одно определение внутренней энергии: внутренняя энергия – это функция состояния, приращение которой равно теплоте, полученной системой в изохорном процессе.

Изобарный процесс $P = \text{const}$

$$Q = \Delta U + W$$

Работа расширения от V_1 до V_2

$$\delta W = PdV = \int_{V_1}^{V_2} PdV = P(V_2 - V_1)$$

$Q_p = \Delta H = \Delta U + P\Delta V$ – **энтальпия** – функция состояния системы, приращение которой равно теплоте, полученной системой в изобарном процессе.

$\Delta H = \Delta U + W$ первое начало термодинамики для изобарного процесса

Изотермический процесс $T = \text{const}$

$$Q = \Delta U + W$$

$$U = \text{const для газов} \quad dU = 0 \quad \delta Q_T = \delta W = PdV$$

$Q_T = W_T$ – теплота превращается в работу расширения.

Пусть имеем 1 моль идеального газа:

$PV = nRT$ уравнение Менделеева – Клапейрона для газов

$$PV = RT$$

$$P = RT/V$$

$$\delta W = PdV = RT dV/V = \int_1^2 \delta W = RT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = RT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

Если количество газа другое, чем 1 моль, то $\delta W = nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$

$$Q_T = W_T = nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

5. Стандартное состояние вещества. Стандартные энтальпии (теплоты) образования и сгорания веществ.

Ответ: Стандартная энтальпия образования соединения – тепловой эффект реакции образования 1 моль сложного вещества из простых веществ при условии, что все участники процесса находятся в стандартном состоянии. Стандартные теплоты образования веществ – справочные величины, табулируются, как правило, при 298 К: $\Delta H^0_{\text{обр}, 298}$; $\Delta_f H^0_{298}$

Стандартные условия – давление 101,3 кПа и фиксированная температура, при которой данное вещество устойчиво. Температура, как правило, 298 К.

Стандартное состояние вещества – устойчивое фазовое и химическое состояние вещества (молярная доля $X_0 = 1$) при внешнем давлении 101,3 кПа и при любой фиксированной температуре Т. Часто за такую фиксированную температуру принимают $T = 298$ К.

Стандартные теплоты образования простых веществ в устойчивых агрегатных состояниях и аллотропных модификациях приняты равными 0.

Стандартная энтальпия сгорания вещества – теплота, которая выделяется при окислении в избытке кислорода 1 моль вещества, взятого в стандартном состоянии, до высших оксидов, входящих в него элементов (CO_2 , H_2O), или (N_2 , SO_2) для веществ, содержащих азот и серу, обозначается $\Delta H^0_{\text{сгор}, 298}$; $\Delta_c H^0_{298}$

Стандартные энтальпии сгорания высших оксидов равны нулю.

$$\Delta_c H^0_{298}(\text{CO}_2) = 0 \text{ кДж/моль}; \Delta_c H^0_{298}(\text{P}_2\text{O}_5) = 0 \text{ кДж/моль}; \Delta_c H^0_{298}(\text{H}_2\text{O}) = 0 \text{ кДж/моль}$$

6. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса.

Ответ: Закон Гесса гласит, что тепловой эффект химической реакции зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от пути процесса (от числа и вида промежуточных стадий, которые проходит процесс).

$\Delta H_{\text{рц}} = H_{\text{конечное}} - H_{\text{начальное}} = \Delta H_{1-2} + \Delta H_{2-3} = \Delta H_{1-3} = H_3 - H_1 = \text{const}$, где 1 – начальное состояние системы, 2 – промежуточное состояние, 3 – конечное состояние

системы, ΔH_{1-2} , ΔH_{2-3} – тепловые эффекты промежуточных стадий перехода системы из начального состояния в конечное.

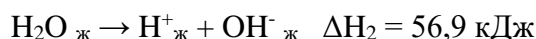
Закон Гесса применим как к химическим, так и к физико-химическим процессам.

Следствия из закона Гесса:

1. Теплота разложения вещества равна теплоте его образования из продуктов разложения, взятая с обратным знаком – закон Лавуазье–Лапласа:

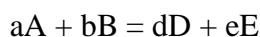
$$\Delta H \text{ разложения}(X) = - \Delta H \text{ образования}(X)$$

$$\Delta H \text{ прямой реакции} = - \Delta H \text{ обратной реакции}$$



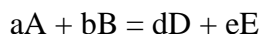
$$\Delta H_1 = - \Delta H_2$$

2. Теплота химической реакции $\Delta H_{\text{рц}}$ равна сумме теплот (энтальпий) образования продуктов за вычетом суммы теплот (энтальпий) образования реагентов с учётом стехиометрии.



$$\Delta H^0_{\text{реакции}} = (d \cdot \Delta H^0_{\text{обр}}(D) + e \cdot \Delta H^0_{\text{обр}}(E)) - (a \cdot \Delta H^0_{\text{обр}}(A) + b \cdot \Delta H^0_{\text{обр}}(B))$$

3. Теплота химической реакции $\Delta H_{\text{рц}}$ равна сумме теплот (энтальпий) сгорания реагентов за вычетом суммы теплот (энтальпий) сгорания продуктов реакции с учётом стехиометрии.



$$\Delta H^0_{\text{реакции}} = (a \cdot \Delta H^0_{\text{с}}(A) + b \cdot \Delta H^0_{\text{с}}(B)) - (d \cdot \Delta H^0_{\text{с}}(D) + e \cdot \Delta H^0_{\text{с}}(E))$$

Уменьшение энтальпии в ходе химической реакции благоприятствует проведению процесса. Изменение энтальпии не является критерием возможности самопроизвольного протекания процесса.

7. Энтальпия. Уравнение Кирхгофа, его анализ. Интегральные формы уравнения Кирхгофа.

Ответ: Энтальпия (H) – важнейшая термодинамическая функция состояния системы. Энтальпия – функция состояния системы, приращение которой равно теплоте, полученной системой в изобарном процессе: $\Delta H = Q_p$ ($p = \text{const}$)

$$\Delta H_{\text{рц}} = H \text{ конечное} - H \text{ начальное},$$

где $\Delta H_{\text{рц}}$ - энтальпия химической реакции, [Дж, кДж, кДж/моль],

H начальное, H конечное – энтальпия начального и конечного состояния системы соответственно.

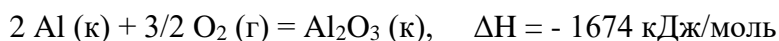
$$H = U + W = U + pV$$

Абсолютное значение энтальпии неизвестно и рассчитывать его нельзя.

Экзотермическая реакция – реакция, при протекании которой происходит выделение тепла во внешнюю среду, при этом происходит уменьшении энтальпии системы ($\Delta H < 0$).

Эндотермическая реакция – реакция, при протекании которой происходит поглощение тепла из внешней среды, при этом происходит увеличение энтальпии системы ($\Delta H > 0$).

Термохимическое уравнение – уравнение химической реакции с указанием теплового эффекта химической реакции и агрегатного состояния веществ.



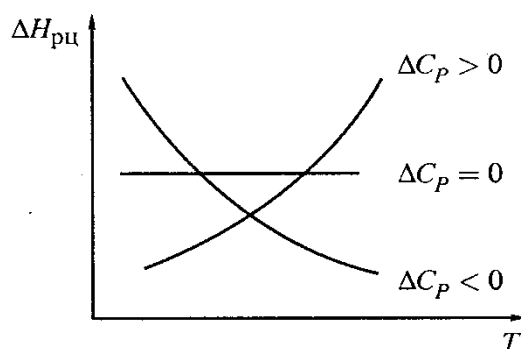
Тепловые эффекты могут быть экспериментально измерены. Тепловые эффекты химических и физико-химических процессов могут быть рассчитаны по закону Гесса.

Тепловой эффект реакции зависит от природы веществ (разные агрегатные состояния и т.д.) и от температуры. Температура не входит в понятие стандартного состояния вещества, но она указывается.

Зависимость теплоты реакции от температуры: в ряде случаев (хотя не всегда) теплота реакции (величина $\Delta H_{\text{рц}}^\circ$) зависит от температуры.

Наличие этой зависимости и сам ее характер определяется разностью теплоемкостей продуктов и реагентов, то есть (при постоянном давлении) величиной.

$$\Delta C_p = \sum C_p(\text{продуктов}) \cdot n_{\text{продуктов}} - \sum C_p(\text{реагентов}) \cdot n_{\text{реагентов}}$$



Действительно, пусть данная разность — положительная $\Delta C_p > 0$, т.е. образуются более теплоемкие вещества. Тогда при нагревании системы все большая часть теплоты должна как бы оставаться в продуктах реакции.

Следовательно, выделение теплоты в реакции уменьшается, больше тепла остается в системе и, следовательно, $\Delta H > 0$.

А это значит, что величина ΔH (с учетом знака) возрастает: например, с -200 кДж/моль до -100 кДж/моль.

Аналогично, если $\Delta C_p < 0$, то образуются менее теплоемкие вещества: при нагревании они поглощают меньше теплоты, чем реагенты, отчего больше теплоты выделяется в ходе реакции, а величина $\Delta H_{\text{рц}}^{\circ}$ уменьшается. Эту зависимость отражает

уравнение Кирхгофа:
$$\Delta C_p = \left(\frac{\partial \Delta H}{\partial T} \right)_p$$

$$d\Delta H = \Delta C_p \cdot dT$$

Пусть $\Delta C_p = \text{const} \neq f(T)$ не зависит от температуры

$$\int_{\Delta H_1}^{\Delta H_2} d\Delta H = \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_p dT$$

$$\Delta H_2 - \Delta H_1 = \Delta C_p (T_2 - T_1)$$

$$\Delta H_2 = \Delta H_1 + \Delta C_p (T_2 - T_1)$$

8. Теплоемкость.

Ответ: Теплоемкость (С) – количество теплоты, необходимое для увеличения на один градус единицы массы вещества (удельная) или одного моля вещества (молярная).

$$C = \frac{\Delta Q}{\Delta T} \text{ или более точно } C = \frac{\delta Q}{dT}$$

Размерность теплоемкости: Дж / моль·К

Для обозначения бесконечной или малой теплоты в произвольном процессе используется знак δ , а не d , поскольку теплота может не являться функцией состояния, и тогда величина δQ зависит от способа осуществления данной стадии процесса, то есть другими словами теплота зависит от пути процесса.

$$\text{Средняя теплоемкость } \bar{C} = \frac{Q}{\Delta T}$$

$$\text{Истинная теплоемкость } C = \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \frac{Q}{\Delta T}$$

Известны два частных вида теплоемкости — C_V и C_P :

- в первом случае теплоемкость определяется при постоянном объеме — это изохорная теплоемкость,

- во втором — при постоянном давлении — это изобарная теплоемкость.

Истинная молярная теплоемкость при $V = \text{const}$ $C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V$

$$dU = C_V \cdot dT$$

$$\Delta U = C_V \cdot \Delta T$$

Истинная молярная теплоемкость при $p = \text{const}$ $C_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_p$

$$dH = C_P \cdot dT$$

$$\Delta H = C_P \cdot \Delta T$$

Как видим, C_V — это производная внутренней энергии по температуре, отнесенная к 1 молью вещества, а C_P — производная энтальпии.

Можно также установить связь этих двух величин между собой.

При $P = \text{const}$ для идеальных газов

$$\partial H = \partial U + p\partial V = \partial U + nR\partial T$$

Подставляем в выражение $C_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right) = \left(\frac{\partial U}{\partial T} + nR\frac{\partial T}{\partial T}\right) = C_V + nR$

Для 1 моль идеального газа $C_P = C_V + R$

Причём, это справедливо лишь для идеальных газов; в случае же жидких и твёрдых веществ $C_P = C_V$.

9. Второе начало термодинамики. Формулировка закона.

Ответ: Второе начало дает критерии того, какие процессы могут проходить самопроизвольно, а какие — нет.

Тепловыделение (поглощение или выделение энергии) не является решающим критерием того, может процесс протекать самопроизвольно или нет.

Второе начало термодинамики вводит в рассмотрение еще один критерий — *энтропию*, S , которая служит *мерой энергетического беспорядка в системе*.

Энтропия S — функция состояния системы. $\Delta S = S$ конечное — S начальное

Энтропия S — мера тепловой неупорядоченности системы.

Характеризует неоднородность расположения и движения её частиц. Критерий возможности самопроизвольного протекания процесса в изолированной системе: $\Delta S > 0$.

Критерий достижения равновесия: $\Delta S = 0$, $S = S_{\text{max}}$

Формулировки второго начала термодинамики

- а) Теплота не может самопроизвольно переходить от более холодного тела к более горячему.
- б) Невозможен процесс, единственным результатом которого было бы превращение теплоты в работу: вечный двигатель второго рода невозможен.

10. Третье начало термодинамики. Абсолютная энтропия.

Ответ: Третье начало термодинамики (Макс Планк): Энтропия правильно образованного кристалла при абсолютном нуле равна нулю: $S_0 = 0$ при $T = 0$ К

Формула Больцмана: $S = k_B \cdot \ln \omega$, где $k_B = R/N_A = 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К,

где ω – термодинамическая вероятность (число микросостояний, которым может быть реализовано данное макросостояние системы).

Для идеального кристалла: $S_0 = k_B \cdot \ln 1 = 0$ при $T = 0$ К

Третье начало термодинамики позволяет рассчитать абсолютную энтропию вещества при любой T , если известна его теплоемкость в интервале от 0 до T и теплоты фазовых переходов.

Как видно, часто достаточно оперировать изменениями энтропии (ΔS), а не самими ее абсолютными значениями (S).

Тем не менее, исходя из третьего начала термодинамики, можно рассчитывать и абсолютную энтропию вещества или какой-то более сложной системы при некоей температуре T_x .

Пусть T_x выше температуры кипения. Тогда справедливо следующее выражение:

где учтены три этапа нагревания вещества и два фазовых перехода между ними.

В общем случае теплоёмкость зависит от температуры. Поэтому её определяют в калориметре при разных температурах, строят график функции C_p/T для каждого этапа и измеряют площадь под кривой (т.е. проводят интегрирование графическим способом).

При нахождении более приближенных значений принимают, что в данном интервале температур теплоемкость не зависит от температуры: $C_p \neq f(T)$ или $C_{p,T} = C_{p,298}$.

В таблицах обычно приводят абсолютную энтропию (S^0), относящуюся к стандартным условиям:

$$T = 25^\circ (298 \text{ К}), P = 101,3 \text{ кПа}, n = 1 \text{ моль.}$$

Например, для воды расчет по формуле дает:

$$S(T_x) = \int_{0 \text{ К}}^{T_{\text{пл}}} \frac{C_p}{T} dT + \frac{Q_{\text{пл}}}{T} + \int_{T_{\text{пл}}}^{T_{\text{кип}}} \frac{C_p}{T} dT + \frac{Q_{\text{исп}}}{T} + \int_{T_{\text{кип}}}^{T_x} \frac{C_p}{T} dT,$$

а для молекул пара воды при той же температуре, учитывая $\Delta S_{\text{исп}}$ и пренебрегая зависимостью $\Delta S_{\text{исп}}$ от T , находим:

$$S^0(\text{H}_2\text{O})_{\text{г}} = S^0(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}} + \Delta S_{\text{исп}}(\text{H}_2\text{O}) \approx 180 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

11. Энтропия. Расчет изменения энтропии в изотермических процессах и процессах, идущих

$$S^0(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}} \approx 70 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}},$$

с нагреванием.

Ответ: Энтропия – экстенсивная функция состояния системы, приращение которой в обратимом процессе при постоянной температуре равно отношению теплоты Q процесса к температуре T (приведенной теплоте процесса).

Энтропия – мера рассеяния теплоты по частям (частицам) системы. Энтропия 1 моль вещества в стандартном состоянии называется стандартной энтропией (S^0 , Дж/моль·К).

Стандартная энтропия химической реакции (следствие из закона Гесса) равна алгебраической сумме стандартных энтропий продуктов реакций за вычетом алгебраической суммы стандартных энтропий реагентов с учётом стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta_r S^0 = \sum_{\text{продукты}} \nu \cdot S^0 - \sum_{\text{реагенты}} \nu \cdot S^0;$$

Значения стандартных энтропий веществ при температуре 298 К приведены в Справочниках.

Причем, если $\Delta S > 0$ и система изолированная, то процесс проходит самопроизвольно. Если система не является изолированной, то при $\Delta S > 0$ мы говорим, что значение энтропии благоприятствует проведению процесса.

Изменение энтропии в различных процессах

а) Фазовые переходы (например, плавление, кипение)

$$\Delta S_{\text{фп}} = Q/T = \Delta H_{\text{фп}}/T_{\text{фп}}$$

б) Нагревание (или охлаждение) вещества от T_1 до T_2 .

Для обратимого процесса $dS = \delta Q/T$

$$\delta Q = dH = C_p dT \quad \text{при } P = \text{const}$$

$$dS = C_p (dT/T)$$

Пусть $C_p = \text{const} \neq f(T)$ не зависит от температуры

$$\int_1^2 dS = \int_{T_1}^{T_2} C_p dT/T$$

$$\Delta S = C_p \ln(T_2/T_1)$$

в) Изотермическое расширение (сжатие) 1 моль идеального газа.

$$dS = \delta Q/T$$

из первого начала термодинамики: $\delta Q = dU + \delta W = \delta W$

$$dS = \delta W/T = PdV/T$$

из уравнения Менделеева – Клапейрона для 1 моль газа $P/T = R/V$

$$dS = (P/T)dV = R (dV/V)$$

$$\int_1^2 dS = \int_{V_1}^{V_2} R dV/V$$

$$\text{Отсюда, } \Delta S = R \cdot \ln(V_2/V_1) = R \cdot \ln(P_1/P_2)$$

Если количество газа не равно 1 моль, то $\Delta S = n \cdot R \cdot \ln(V_2/V_1) = n \cdot R \cdot \ln(P_1/P_2)$

г) Смешение химически не взаимодействующих идеальных газов.

$$\Delta S = -R \sum N_i \ln(N_i), \text{ где } N_i - \text{ мольная доля } i\text{-го газа в смеси.}$$

12. Критерии самопроизвольного протекания процесса в изолированных системах.

Ответ: Применим второе начало термодинамики к различным системам и процессам.

Изолированные системы: В изолированных системах, как известно, исключён обмен энергией с окружающей средой. Поэтому в неравенстве, выражающем второе начало термодинамики, следует положить $\delta Q = 0$. Отсюда следует, что согласно второму началу термодинамики: $dS \geq \delta Q/T$

$$\text{откуда } dS \geq 0$$

Таким образом, в изолированной системе остается только 1 стимул — увеличение энтропии. Самопроизвольными являются лишь процессы, ведущие к увеличению общей энтропии.

Вселенная в целом — изолированная система. Получается, что все самопроизвольные процессы ведут к увеличению общей энтропии Вселенной.

Справедливости ради заметим, что, видимо, во Вселенной возможны и процессы, дающие обратный результат — концентрацию огромных количеств энергии и массы в небольших объемах пространства.

13. Критерии самопроизвольного протекания процесса в изохорно-изотермических процессах.

Ответ: Применим второе начало термодинамики к различным системам и процессам.

Закрытые системы: изохорно-изотермические процессы ($V, T = \text{const}$): Известно, что компоненты химической реакции можно рассматривать как закрытую систему. Кроме того, многие реакции (особенно биологические) проходят при постоянной температуре.

Поэтому ситуации, которые предстоит рассмотреть в этом и в следующем пунктах, являются для химика и биолога наиболее важными.

Вследствие постоянства температуры, выражение второго начала термодинамики можно записать в данном случае *в интегральном виде*:

$$\Delta S \geq \delta Q/T - \text{второе начало термодинамики}$$

$$T \cdot \Delta S \geq \delta Q$$

$$T \cdot \Delta S - \delta Q \geq 0$$

$$\text{Меняем знаки и получаем: } \delta Q - T \cdot \Delta S \leq 0$$

Кроме температуры, во многих процессах остается постоянным какой-либо другой ключевой параметр — объем или давление. В этих случаях уравнение $\delta Q - T \cdot \Delta S \leq 0$ еще несколько меняется.

Пусть постоянным является *объем*. В изохорном процессе работа против давления тогда не совершается, то есть $W = 0$. В отсутствие какой-либо иной работы теплота процесса равна изменению внутренней энергии: $Q_V = \Delta U$.

$$Q_V - T \cdot \Delta S \leq 0$$

$$\Delta U - T \cdot \Delta S \leq 0$$

А это позволяет ввести новую *функцию состояния* — свободную энергию (или просто энергию) Гельмгольца (A):

$$A \equiv U - T \cdot S$$

При постоянной температуре ее изменение равно: $\Delta A = \Delta U - T \cdot \Delta S$

Следовательно, второе начало термодинамики, применительно к изохорно-изотермическим процессам, можно записать так: $\Delta A \leq 0$

Итак, самопроизвольными являются такие процессы, в которых энергия Гельмгольца убывает (не возрастает).

14. Критерии самопроизвольного протекания процесса в изобарно-изотермических процессах.

Ответ: Применим второе начало термодинамики к различным системам и процессам.

Закрытые системы: изобарно-изотермические процессы ($P, T = \text{const}$).

Из-за постоянства температуры интегральная форма второго начала термодинамики остаётся справедливой и здесь:

$$\Delta S \geq \delta Q/T$$

$$T \cdot \Delta S \geq \delta Q$$

$$T \cdot \Delta S - \delta Q \geq 0$$

Меняем знаки и получаем: $\delta Q - T \cdot \Delta S \leq 0$

В изобарном процессе теплота процесса равна изменению энтальпии: $Q_p = \Delta U + p\Delta V = \Delta H$.

$$Q_p - T \cdot \Delta S \leq 0$$

$$\Delta H - T \cdot \Delta S \leq 0$$

(при условии, что не совершается никакой иной работы, как против давления).

Это даёт основание к введению ещё одной *функции состояния* – пожалуй, наиболее важной в химии – энергии Гиббса (или свободной энергии Гиббса):

$$G \equiv H - T \cdot S$$

Как и в случае энергии Гельмгольца, смысл такого определения состоит в том, что при постоянной температуре изменение введённой функции: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$

В итоге получается единый, но опять-таки *суммарный*, критерий, включающий в себя тепловой эффект реакции и изменение беспорядка в системе: $\Delta G \leq 0$

Данное выражение означает, что в изобарно-изотермических условиях самопроизвольными являются такие процессы, в которых функция энергии Гиббса убывает (не возрастает). Но опять-таки, ΔG – лишь баланс всё тех же двух стимулов: выделения теплоты и возрастания энтропии.

15. Зависимость константы химического равновесия от температуры (уравнение изобары химической реакции).

Ответ: Зависимость константы химического равновесия от температуры выражается изобарой Вант-Гоффа.

Уравнение, связывающее константу равновесия с температурой, называют уравнением изобары химической реакции (или, наряду с уравнением изотермы химической реакции — уравнением Вант-Гоффа). Его можно записать в разных формах. При $p = \text{const}$

$$d \ln K_p / dT = \Delta H / RT^2 \text{ – дифференциальная форма изобары Вант – Гоффа}$$

По аналогии при $V = \text{const}$

$$d \ln K_c / dT = \Delta U / RT^2 \text{ – дифференциальная форма изохоры Вант – Гоффа}$$

Как будет меняться значение константы равновесия при изменении температуры зависит от знака ΔH :

Если $\Delta H > 0$ (реакция эндотермическая), то $\frac{d \ln K_p}{dT} > 0$, то есть при повышении температуры будет возрастать и значение константы равновесия.

Если $\Delta H < 0$ (реакция экзотермическая), то $\frac{d \ln K_p}{dT} < 0$, то есть при повышении температуры значение константы равновесия будет уменьшаться.

Интегральная форма изобары Вант-Гоффа:

$$\bullet \ln K_p / dT = \Delta H / RT^2$$

При условии, что $\Delta H \neq f(T)$

Неопределенный интеграл:

$$\int d \ln K_p = \frac{\Delta H}{R} \int \frac{dT}{T^2}$$

$$\ln K_p = B - \frac{\Delta H}{R} \cdot \frac{1}{T}$$

Где B – постоянная интегрирования.

Чем полезна эта зависимость? Если экспериментально найти константу равновесия реакции при нескольких температурах и построить график в координатах согласно уравнению, то по тангенсу угла наклона прямой можно найти энтальпию реакции.

При определенном интегрировании мы получаем:

$$\int_{K_{p1}}^{K_{p2}} d \ln K_p = \frac{\Delta H}{R} \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T^2}$$

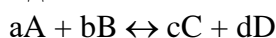
$$\ln \frac{K_{p2}}{K_{p1}} = \frac{\Delta H}{R} \cdot \left(\frac{T_2 - T_1}{T_2 \cdot T_1} \right)$$

Данная зависимость позволяет рассчитать тепловой эффект реакции при известных температурах и константах равновесия или константу равновесия при другой температуре.

16. Изотерма химической реакции. Анализ уравнения.

Ответ: Взаимосвязь между константой равновесия и энергией Гиббса реакции при данных условиях устанавливает уравнение изотермы химической реакции (уравнение Вант-Гоффа).

Для обратимой реакции общего вида:



$$\Delta G_{рц,298} = R \cdot T \cdot \ln \frac{P_c}{K_c},$$

где $R = 8,31$ Дж/К·моль, это универсальная газовая постоянная, T – температура, K

P_c – это стехиометрическое соотношение произведения концентраций веществ в данный момент времени

$$P_c = \frac{C^c(C) \cdot C^d(D)}{C^a(A) \cdot C^b(B)}$$

где C_i – концентрации участников реакции в данный момент, отличные от равновесных, моль/л

С помощью уравнения изотермы химической реакции можно рассчитать $\Delta G_{рц}$ при заданном значении P_c и известной K_c , и наоборот, по известному значению $\Delta G_{рц}$ и заданном значении P_c , можно рассчитать K_c .

Уравнение изотермы химической реакции позволяет определить направление самопроизвольного протекания реакции.

Условием возможности протекания самопроизвольной реакции является убыль энергии Гиббса: $\Delta G_{рц} < 0$.

Согласно уравнению изотермы химической реакции:

$$\Delta G_{рц,298} = R \cdot T \cdot \ln \frac{P_c}{K_c}$$

$$\text{Для химического равновесия: } \Delta G_{рц,298} = R \cdot T \cdot \ln \frac{P_c}{K_c} = 0$$

$$RT \ln P_c = RT \ln K_c$$

Если $P_c = K_c$, то $\Delta G_{рц} = 0$ – в системе устанавливается химическое равновесие

Если $P_c > K_c$, то $\Delta G_{рц} > 0$ – прямая реакция не идет самопроизвольно, самопроизвольно идет обратный процесс

Если $P_c < K_c$, то $\Delta G_{рц} < 0$ – прямая реакция идет самопроизвольно.

При стандартных состояниях веществ концентрации реагентов и продуктов принимают равными 1 моль/л, следовательно, получаем:

$$\Delta G^0_{рц,298} = R \cdot T \cdot \ln \frac{1}{K_c} = -R \cdot T \cdot \ln K_c$$

$$\text{Отсюда } K_c = e^{-\frac{\Delta G^0_{рц}}{RT}}$$

$$\Delta G_{рц,298} = R \cdot T \cdot \ln \frac{P_c}{K_c}$$

$$\Delta G^0_{рц,298} = -R \cdot T \cdot \ln K_c$$

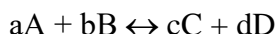
По величине K_c можно судить об обратимости процесса. Так, очень большое значение K_c ($K_c > 10^8$) указывает на практически необратимое протекание реакции. Небольшие значения K_c свидетельствуют о возможности протекания при данных условиях как прямой, так и обратной реакции.

17. Расчет константы химического равновесия.

Ответ: Химическое равновесие характеризуется важным свойством, которое обозначается как закон действующих масс (для равновесий).

Закон действующих масс (ЗДМ)

Для обратимой реакции общего вида:



при постоянных внешних условиях в равновесии отношение произведений концентраций продуктов к произведению концентраций реагентов с учетом стехиометрии есть величина постоянная, не зависящая от химического состава системы. При $p, T = \text{const}$

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

где [A], [C] – равновесные концентрации продуктов и реагентов, моль/л

K_c – концентрационная константа химического равновесия.

Единицы измерения константы химического равновесия определяются стехиометрией процесса. Так для реакции $N_{2(r)} + 3H_{2(r)} \leftrightarrow 2NH_{3(r)}$

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]} = \frac{\text{моль}^2 / \text{л}^2}{\text{моль}^4 / \text{л}^4} = \frac{\text{л}^2}{\text{моль}^2}$$

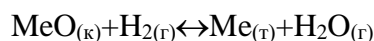
Если в реакции участвуют только газообразные вещества, то константа равновесия может быть выражена через равновесные парциальные давления газообразных веществ.

В случае реакции синтеза аммиака $N_{2(r)} + 3H_{2(r)} \leftrightarrow 2NH_{3(r)}$

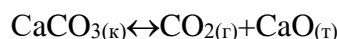
$$K_p = \frac{p_{\text{равнов}}^2(NH_3)}{p_{\text{равнов}}^3(H_2) \cdot p_{\text{равнов}}(N_2)} = \frac{\text{Па}^2}{\text{Па}^3 \cdot \text{Па}} = \frac{1}{\text{Па}^2} = \text{Па}^{-2}$$



$$K_c = \frac{[CO_2] \cdot [H_2]^2}{[H_2O]^2} = \frac{\text{моль}^3 / \text{л}^3}{\text{моль}^2 / \text{л}^2} = \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$



$$K_c = \frac{[H_2O]}{[H_2]} = \frac{\text{моль/л}}{\text{моль/л}}$$



$$K_c = [CO_2] = \text{моль/л}$$

18. Принцип Ле Шателье.

Ответ: Уточним, как происходит отклонение химической системы от состояния равновесия. Пусть реакция находится в равновесии. Ее можно отклонить от равновесия тремя основными способами:

- изменить концентрации одного или нескольких участников,
- изменить общее давление (для системы газов),
- изменить энергию системы — например, путем изменения температуры.

Уравнение изотермы химической реакции позволяет прогнозировать смещение равновесия при изменении параметров в системе (С, Т и т.д.)

1) Изменение концентрации веществ в системе

Пусть в заданную равновесную систему: $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ добавили реагент А. В каком направлении сместится равновесие?

Оценим изменение энергии Гиббса реакции по уравнению изотермы:

$$\Delta G_{\text{рц},298} = R \cdot T \cdot \ln \frac{\Pi_c}{K_c}$$

Запишем K_c и Π_c для нашей реакции:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad \text{и} \quad \Pi_c = \frac{C^c(C) \cdot C^d(D)}{C^a(A) \cdot C^b(B)}$$

При добавлении реагента А:

$C_A > [A]$, а значит $\Pi_c < K_c$, следовательно, $\Delta G_{\text{рц}} < 0$

Равновесие смещается вправо до установления нового химического равновесия

При этом C_A будет уменьшаться и приближаться к $[A]$.

2) Влияние температуры на смещение равновесия

$$K_c = e^{-\frac{\Delta G^0}{RT}} = e^{-\frac{\Delta H_{\text{рц}}^0}{RT}} \cdot e^{\frac{\Delta S_{\text{рц}}^0}{R}}$$

При $\Delta H_{\text{рц}}^0 < 0$ при возрастании температуры K_c убывает - равновесие смещается влево

При $\Delta H_{\text{рц}}^0 > 0$ при возрастании температуры K_c возрастает - равновесие смещается вправо

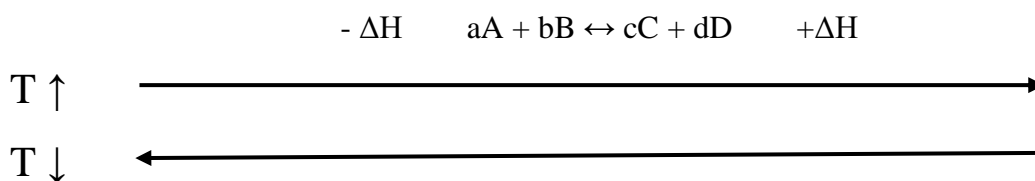
Полученные с помощью уравнения изотермы химической реакции выводы о влиянии температурного, концентрационного и других факторов на равновесие, находятся в полном соответствии с принципом Ле Шателье:

- Воздействие какого-либо фактора на равновесную систему стимулирует смещение равновесия в таком направлении, которое способствует восстановлению первоначальных характеристик системы.

- Если система, находящаяся в равновесии, подвергается внешнему воздействию, то в ней происходят такие изменения, которые ослабляют результат внешнего воздействия.

Влияние температуры (с точки зрения принципа Ле Шателье)

В одном направлении почти любая реакция является экзотермической, а в противоположном направлении – эндотермической.



Следовательно, применительно к температуре принцип Ле Шателье выглядит следующим образом: *нагревание должно ускорять эндотермическое направление реакции* (для которого $\Delta H_{\text{рц}} > 0$), а *охлаждение – экзотермическое направление* (для которого $\Delta H_{\text{рц}} < 0$).

Действительно, ускорение эндотермического направления (при нагревании) приводит к связыванию части подводимой к системе теплоты, что ослабляет исходное повышение температуры.

Но! Из-за ускорения одного из направлений реакции концентрации участников изменяются, поэтому в новом состоянии равновесия (при новой температуре) отношение концентраций уже не то, что прежде. Таким образом, нагревание ведёт к изменению константы равновесия, а значит, и к сдвигу положения равновесия (чего, как уже отмечалось, не было при концентрационных возмущениях и при изменении общего давления).

19. Электролиты. Закон разведения Оствальда.

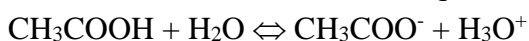
Ответ: Электролиты — это вещества, которые при взаимодействии с растворителем образуют ионы, что придает раствору способность проводить электрический ток (кислоты, соли, основания).

Исходя из степени диссоциации все электролиты делятся на две группы:

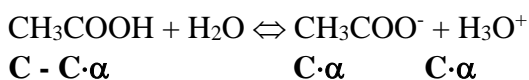
1. Сильные электролиты — электролиты, степень диссоциации которых в растворах равна единице (то есть диссоциируют полностью) и не зависит от концентрации раствора. Сюда относятся подавляющее большинство солей, щелочей, а также некоторые кислоты (сильные кислоты, такие как HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄).
2. Слабые электролиты — степень диссоциации меньше единицы (то есть диссоциируют не полностью) и уменьшается с ростом концентрации. К ним относят воду, ряд кислот (слабые кислоты, такие как HF), основания p-, d- и f-элементов.

Между этими двумя группами чёткой границы нет, одно и то же вещество может в одном растворителе проявлять свойства сильного электролита, а в другом — слабого. Для слабых электролитов был разработан закон разведения (разбавления) Оствальда, который позволяет рассчитать степень диссоциации и константу диссоциации.

Закон разведения (разбавления) Оствальда



C – исходная концентрация кислоты, $C \cdot \alpha$ - концентрация ионов, $C - C \cdot \alpha = C(1 - \alpha)$ - концентрация кислоты, нераспавшейся на ионы



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{c^2 \cdot \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{1-\alpha},$$

отсюда получается:

$$K_a = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Если $\alpha \ll 1$ для слабых электролитов, то

$$K_a = \alpha^2 \cdot C (X)$$

$$K_b = \alpha^2 \cdot C (X)$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C(X)}}$$

20. Активность. Ионная сила раствора. «Предельный» закон Дебая–Хюккеля.

Ответ: Сильные электролиты в растворе находятся практически только в виде ионов. При этом происходит взаимодействие частиц вещества друг с другом. Например, ионы K^+ и Cl^- , на которые распадается в растворе KCl , создают друг вокруг друга многочисленные ионные оболочки. Поэтому некоторая доля частиц как бы выключается из взаимодействия с растворителем и другими компонентами раствора.

Из-за этого, эффективная концентрация сильных электролитов (активность) отличается от истинной концентрации:

$$a_N = \gamma \cdot N, \quad a_c = \gamma \cdot C, \quad a_b = \gamma \cdot b$$

Активность - такая величина, которая при подстановке ее вместо концентрации в соотношения, выражающие связь различных термодинамических свойств идеального раствора с его концентрацией, делает эти соотношения применимыми к данному реальному раствору.

Активность вещества в растворе — это концентрация идеального раствора, которая требуется для проявления точно таких же коллигативных, химических и прочих свойств, как у данного реального раствора.

Активность ионов какого-то одного вида зависит от общего содержания ионов в растворе.

В качестве меры этого общего содержания ионов используют ионную силу раствора:

$$I = 0,5 \sum b_i \cdot z_i^2 \quad \text{или} \quad I_c = 0,5 \sum C_i \cdot z_i^2$$

Ионная сила – это величина, характеризующая силу электростатического взаимодействия ионов в растворе электролита. Не зависит от природы электролита.

Правило Льюиса и Рендалла гласит, что в разбавленном растворе с данной ионной силой все ионы с одинаковым числом зарядов имеют один и тот же коэффициент активности.

Справедливо в пределах 0,01-0,02 моль/л

Основные положения теории Дебая-Хюккеля (теория сильных электролитов)

1. Сильные электролиты в растворах практически полностью диссоциированы на ионы.
2. Между ионами в растворе действуют электростатические силы, поэтому распределение ионов в растворе не хаотично, а является средним между упорядоченным и неупорядоченным (тепловое движение и электростатическое взаимодействие).
3. Вокруг каждого иона в растворе формируется ионная атмосфера.

Первое приближение теории Дебая-Хюккеля (предельный закон)

$$\lg \gamma = -A z^2 \sqrt{I_c} \quad \text{- эта формула для индивидуального иона}$$

A зависит от температуры и диэлектрической проницаемости растворителя

A = 0,512 (0,5117), если растворитель H₂O при T = 298 K

$$\lg \gamma = -0,512 z^2 \sqrt{I_c}$$

Справедливо при $I_c \leq 10^{-3}$ моль/л

Первое приближение рассматривается при следующих допущениях:

- 1) Ионы – точечные заряды, то есть ионы не имеют размеров
- 2) Диэлектрическая проницаемость раствора принята равной диэлектрической проницаемости растворителя
- 3) Не учитываются взаимодействия ионов с молекулами растворителя

Для средне-ионного коэффициента активности: $\lg \gamma_{\pm} = -A \cdot |z_+ \cdot z_-| \sqrt{I_c}$

21. Электропроводность. Закон независимого движения ионов Кольрауша.

Ответ: Удельная электропроводность (χ) – величина, обратная удельному сопротивлению.

ρ (удельное сопротивление) - сопротивление проводника с длиной $l = 1$ м и площадью

сечения $S = 1 \text{ м}^2$ (объем такого проводника равен 1 м^3): $\rho = \frac{R \cdot S}{l} = [\text{Ом} \cdot \text{м}]$

Поэтому

$$\chi = \frac{1}{\rho} = \frac{l}{R \cdot S} = \frac{C_M}{M}, \quad \text{т.к.} \quad \frac{l}{S} = K_{\text{ячейки}}, \quad \text{то} \quad \chi = \frac{K_{\text{ячейки}}}{R}$$

χ зависит от природы электролита и растворителя, температуры и концентрации.

Для смеси 2-х электролитов: χ (смеси) = $\chi_1 + \chi_2$

Молярная электропроводность (μ , λ_c) – электропроводность объема, содержащего 1 моль

$$\mu = \frac{\chi}{C} = \frac{C_M \cdot M^2}{\text{моль}}$$

электролита:

Эквивалентная электропроводность (λ) – электропроводность объема, содержащего 1 моль

$$\lambda = \frac{\chi}{c\left(\frac{1}{z}\right)} = \frac{C_M \cdot M^2}{\text{моль}}$$

эквивалента электролита:

Зависит от природы электролита и растворителя, концентрации, температуры (меньше от давления).

Факторы, влияющие на электропроводность растворов

1. природа ионов, природа растворителя, температура,
2. концентрация ионов в растворе.

Закон Кольрауша (закон независимого движения ионов)

В бесконечно разбавленном растворе ионы движутся независимо друг от друга:

$$\lambda_{\infty} = \lambda_{+}^{\infty} + \lambda_{-}^{\infty}, \text{ где}$$

λ_{∞} - эквивалентная электропроводность раствора при бесконечном разбавлении

$\lambda_{+}^{\infty}, \lambda_{-}^{\infty}$ - предельные подвижности катиона и аниона (указаны в справочнике)

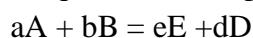
22. Скорость химической реакции.

Ответ: Скорость химической реакции определяется изменением количества вещества, прореагировавшего в единицу времени в единице объема (если реакция гомогенная) или на единице поверхности (если реакция гетерогенная).

$$v = \pm \frac{dC}{d\tau} - \text{истинная, мгновенная скорость [моль/(л·с)]}$$

При определении скорости через концентрации веществ важно указать, по изменению концентрации какого вещества определяется скорость.

Численные значения скорости реакции, определенной с помощью разных веществ, будут различаться, если не все стехиометрические коэффициенты равны единице.



$$\begin{aligned} v_{\text{рц}} &= \frac{1}{a} \cdot \left(-\frac{dC(A)}{d\tau} \right) = \frac{1}{b} \cdot \left(-\frac{dC(B)}{d\tau} \right) = \frac{1}{c} \cdot \left(\frac{dC(C)}{d\tau} \right) \\ &== \frac{1}{d} \cdot \left(\frac{dC(D)}{d\tau} \right) \end{aligned}$$

Под скоростью реакции следовало понимать именно величину – $v_{\text{рц}}$, так как она уже не зависит от выбора участника.

Однако нередко этим пренебрегают и скорость реакции отождествляют со скоростью изменения концентрации какого-либо участника.

Например: $2A \rightarrow B$;
$$v_{\text{рц}} = -\frac{dc(A)}{d\tau}$$

На практике при расчете скорости в формулы, естественно, подставляют не дифференциалы (d), а небольшие конечные приращения:

$$v_{\text{рц}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau} - \text{средняя скорость}$$

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора, концентрации и т.д.

23. Понятия: химическая кинетика, простые и сложные реакции. Молекулярность реакции.

Ответ: Кинетика — это учение о скоростях различных процессов и механизме их протекания (имеются в виду те процессы, которые возможны термодинамически, т.е. $\Delta G < 0$).

Скорость — важнейшая характеристика химической реакции. Чтобы выявить механизм реакции исследуют:

1. влияние концентрации исходных веществ
2. влияние концентрации продуктов реакции
3. влияние ингибиторов и катализаторов
4. влияние температуры
5. влияние природы растворителя
6. влияние концентрации электролита и т.п.

В зависимости от того скорость каких процессов изучается, кинетика бывает:

1. физическая кинетика (физико-химические процессы — растворение, адсорбция и т.д.),
2. химическая кинетика (обычные химические реакции),
3. ферментативная кинетика (биохимические реакции, катализируемые ферментами),
4. фармакокинетика (процессы поступления в организм, превращения в организме и выведения из него лекарственных препаратов),
5. токсикокинетика (то же — в отношении токсических веществ).

Любая из этих кинетик включает 2 составные части:

- а) формальную кинетику — дает математические зависимости скорости от концентраций, от времени
- б) молекулярную кинетику — рассматривает механизмы реакций.

Реакции могут быть простыми и сложными. Простые (одностадийные) реакции — это реакции, протекающие в одну стадию. Сложные (многостадийные) реакции — это реакции, протекающие в несколько стадий.

Молекулярность реакции — количество одновременно реагирующих молекул. Во многих случаях молекулярность совпадает с порядком реакции (в основном, речь идет о простых реакциях). По молекулярности реакции бывают моно-, би- и тримолекулярные реакции.

Тримолекулярные реакции очень редки, так как в таких реакциях должно происходить одновременное столкновение трех молекул, вероятность чего весьма невелика.

Понятно, что не бывает четырехмолекулярных реакций. Если же в уравнении реакции фигурируют 4 или больше молекул реагентов, это означает, что на самом деле здесь — не простая, а сложная реакция, идущая в несколько стадий. И на каждой стадии обычно реагируют не больше двух молекул, т.е. и молекулярность, и порядок равны двум.

24. Зависимость скорости процесса от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Частный и общий порядок реакции.

Ответ: Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора, концентрации и т.д.

Кинетические уравнения – уравнения, показывающие зависимость скорости реакции от концентраций исходных веществ и продуктов реакции

Кинетические уравнения бывают двух типов:

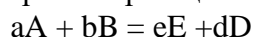
а) Дифференциальные уравнения: дают зависимость скорости реакции от концентраций реагентов:

$$v = f(c_1, \dots, c_n).$$

б) Интегральные уравнения: получаются путем решения дифференциальных уравнений и дают зависимость концентраций реагентов или продуктов от времени:

$$c_i = \varphi(t).$$

Обобщенное уравнение скорости для простых реакций:



$$v = k \cdot C(A)^{n_a} \cdot C(B)^{n_b}$$

$$K = \frac{[E]^e \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Это - «закон действующих масс для скоростей», «принцип Гульдберга–Вааге», «основной постулат химической кинетики». (установлен экспериментально)

Суть его состоит в том, что скорость реакции пропорциональна произведению концентраций всех реагентов, где каждая концентрация берётся в соответствующей степени n .

Этот показатель n_x – порядок реакции по данному веществу (частный порядок), а сумма частных порядков – это общий порядок реакции или просто порядок реакции.

В простых случаях показатели степени совпадают со стехиометрическими коэффициентами, то есть $n_a = a$, $n_b = b$. Но при сложном механизме реакции эти величины могут различаться.

Реакции бывают нулевого, первого, второго, третьего и дробного порядков.

25. Влияние температуры на скорость реакции

Ответ: Скорость химической реакции зависит от температуры. С повышением температуры скорость реакции, как правило, возрастает.

Оценить возрастание скорости реакции с температурой можно воспользоваться **правилом Вант-Гоффа**: повышение температуры на 10°C увеличивает константу скорости в 2-4 раза.

$$\frac{k_{T+10}}{k_T} = (2 - 4)$$

Это правило не выполняется при высоких температурах, когда константа скорости почти не меняется с температурой.

$$\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma \frac{T_2 - T_1}{10} = \gamma \frac{\Delta T}{10}$$

Правило Вант-Гоффа позволяет рассчитать срок годности лекарственной формы.

$$\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma \frac{T_2 - T_1}{10} = \gamma \frac{\Delta T}{10} = \frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \frac{\tau_1}{\tau_2}$$

Более точная зависимость константы скорости реакции от температуры эмпирически получил Аррениус в 1889 г.

$$k_T = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}}$$

A – предэкспоненциальный множитель, E_a – энергия активации

Единицы измерения A и константы скорости одни и те же. Часто A имеет единицы измерения с^{-1} , как и частота, поэтому величину A иногда называют **частотным фактором**.

Уравнение Аррениуса для скорости химической реакции:

$$v = \frac{dC}{d\tau} = -k_1 \cdot C = -C \cdot A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

На основании уравнения Аррениуса можно рассчитать температурный коэффициент:

$$\gamma_{10} = \frac{v_{T+10}}{v_T} = \frac{A \cdot e^{-\frac{E_a}{R(T+10)}}}{A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}} = e^{\frac{10 \cdot E_a}{T \cdot (T+10)}}$$

При значениях $E_a = 80 - 100$ кДж/моль, $T \approx 300\text{К}$, коэффициент Вант-Гоффа $\gamma_{10} = 2 - 4$.